



كلية الزراعة
قسم الكيمياء الحيوية الزراعية

الكيمياء الزراعية (٢)

الدروس النظرية لطلاب الفرقة الأولي

اعداد هيئة التدريس بالقسم

العام الجامعي ٢٠٢١/٢٠٢٢

رسالة برنامج الكيمياء الحيوية الزراعية :-

"إعداد كوادر بشرية متميزة في مجال الكيمياء الحيوية الزراعية تتمتع بثقافةعلمية وإسلامية وقادرة على المنافسة في سوق العمل المحلي والاقليمي، ولها إهتمام بالغ لإجراء البحوث التطبيقية الحديثة للمساهمة في التنمية الزراعية المستدامة والمشاركة الفعالة في خدمة البيئة والمجتمع"

العنوان – كلية الزراعة جامعة الأزهر - مدينة نصر - القاهر
- ت الكلية ٠٢٢٣٦٨١١٩ ف- ٠٢٢٣٨٦٨٠٧٦-
ت برنامج الكيمياء الحيوية ٠٢٢٢٦٢٩١٩٧ .

قوانين الاتحاد الكيميائي LAWS OF CHEMICAL COMBINATION

يتوقف إتحاد العناصر في التفاعلات الكيميائية لتكوين مركبات كيميائية بوجه عام على اربعة قوانين ولقد استنتجت هذه القوانين من نتائج التجارب العملية العديدة ، وتمثل هذه القوانين بوجه عام العلاقة الكمية في علم الكيمياء أو بعبارة اخرى تفسير العلاقة بين كميات المواد المتفاعلة على اختلافها ، ولقد كان للطرق التحليلية الدقيقة التي اكتشفها بلاك Black (١٧٢٨ – ١٧٩٩) وبرجمان Bergman (١٧٣٥- ١٨٧٤) ولافوازيه Lavoisier (١٧٤٣ – ١٧٩٤) الفضل الاكبر في تقدير الكيمات النسبية للعناصر الموجودة في مركب ما، وأدت التفسيرات المختلفة للتجارب العملية من هذا أنوع الى اكتشاف هذه القوانين الأربعة .

والتي كان لها أثر عظيم في تقدم علم الكيمياء وهي

١. قانون عدم فناء المادة
٢. قانون النسب الثابتة
٣. قانون النسب المتضاعفة
٤. قانون النسب المتكافئة

وقد استنتج دالتون النظرية الذرية من قانون عدم فناء المادة وقانون النسبة الثابتة وقانون النسب المتضاعفة ، ويمكن القول بالتحديد ان بعض علماء الكيمياء يعتبرون قانون النسب المتضاعفة من اهم القوانين في تاريخ الكيمياء لأنه المرشد الذي هدى العلماء الى طريق البحث والتقدم بأهم نظريات الكيمياء وهي النظرية الذرية.

١- قانون عدم فناء المادة The Law of Conservation of Mass

تشير التجارب المختلفة إلى أن كثيرا من التغيرات تحدث في المادة دون أن ايصحبها تغير في وزن المواد نفسها (الوزن هو المقياس المعتاد للكتلة). ونصه "في جميع التفاعلات الكيميائية يتساوى مجموع كتل المواد المتفاعلة مع مجموع كتل المواد الناتجة من التفاعل ، ولقد أثبتت جميع التجارب التي اجريت بعد ذلك صحة القانون المذكور ويمكن بواسطة الميزان الدقيق تقدير النقص في الوزن بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل الى ٠.١ ملليجرام في ١٠٠ جرام او جزء في المليون.

ويعبر عن هذا القانون بتعريف آخر " في جميع التغيرات الطبيعية والكيميائية تبقى مجموع كل المواد المشتركة فيها ثابتة لا تتغير".

وأول من ذكر قانون عدم فناء المادة هو عالم روسي يدعي لومونوزوف Lomonossov في عام (١٧٥٦) وذكره في نفس الوقت العالم الفرنسي لافوازيه

Lavoisier (عام ١٧٧٤) وفي خلال هذه الفترة بين عام ١٨٩٣ ، ١٩٠٨ قام العالم الألماني لاندولت Landolt بتجارب دقيقة جدا لاختيار هذا القانون ووجد أن درجة الخطأ في هذا القانون لا تتعدى جزء في ١٠ مليون.

ونظرا لاستعمال اصطلاح الكتلة Mass (m) والوزن Weight (w) في هذا القانون فيجب معرفة الفرق بينهما.

الوزن: يعبر وزن الجسم عن قوة الجاذبية الأرضية gravitational force التي تؤثر على هذا الجسم اي ان الوزن عبارة عن قوة جذب الأرض للجسم المذكور فإذا كان وزن شخص ما يساوي ٩٠ كيلوجرام فان معنى ذلك أن الكرة الأرضية تقوم بجذب هذا الشخص بقوة قدرها ٩٠ كيلوجرام. وبما ان الوزن عبارة عن قوة فيجب ان نعبر عنه بالوحدات المستعملة لتمييز القوة مثل داين dyne (في نظام سنتيمتر - جرام - ثانية) اى سم جم ث c.g.s فاذا كانت القوة (F) التي توثرعلى الجسم بسبب الجاذبية الأرضية ، الوزن w، الكتلة (m) فان قانون نيوتن Newton يشير الى العلاقة بينهما :

وزن الجسم (w) = قوة (F) = الكتلة (m) x عجلة الجاذبية الأرضية (g)

الوزن = القوة (داين) = الكتلة (جرام) X عجلة الجاذبية (سم / ثانية ^{٢})

الوزن = القوة (نيوتن)= الكتلة (كيلوجرام) X عجلة الجاذبية (متر / ثانية^{٢}) عجلة الجاذبية = ٩٨٠ (سم / ثانية ^{٢}) = ٩.٨٠ (متر / ثانية^{٢})

اي ان الكيلوجرام من المادة يزن ٩.٨ نيوتن وبنفس الطريقة يعبر الجرام الواحد من المادة عن وزن قدرة ٩٨٠ داين . وبذلك تتضح العلاقة بين وحدات القوة المذكورة اي النيوتن والداين . ١ نيوتن = ١٠٠٠٠٠ داين = ١٠^{5} داين

الكتلة :

أما كتلة الجسم فهي كمية ما يحويه من مادة وهي كمية ثابتة ولا تتوقف على الظروف الخارجية ومن الواضح أن عجلة الجاذبية (g) تختلف في قيمتها من مكان لاخر على سطح الكرة الأرضية ولكن تعتبر القيمة ثابتة في نقطة معينة على سطح الأرض . ويتع ذلك أن وزن الجسم يتناسب طرديا مع كتلته ويكفي معرفة احداها لحساب الاخر كالاتى:

الوزن يتناسب مع الكتلة

الوزن = عدد ثابت × الكتلة (العدد الثابت هو عجلة الجاذبية الأرضية)

الكتلة = (الوزن ÷عجلة الجاذبية الأرضية) F=W=mg

ولذلك يعرف قانون عدم فناء المادة أحيانا باسم قانون عدم فناء الوزن او قانون عدم فناء الكتلة.

وتشير نظرية اينشتاين المشهورة عن النسبة (عام ١٩٠٥) الى ان المادة والطاقة صورتان لشئ واحد واوجد اينشتاين العلاقة التي تربط بينهما:

الطاقة (E) = الكتلة (m) × (سرعة الضوء)٢

$$E=mc^2$$

وحدة الطاقة هي الجول Joule في النظام (متر - كيلومتر - ثانية) او الارج Erg في النظام (سنتميتر - جرام - ثانية) وهي نفس الوحدات المستعملة لتمييز الشغل work وهو عبارة عن قوة في مسافة . فاذا كانت القوة بالنيوتن والمسافة بالمتر فان وحدات الشغل وبالتالى الطاقة هي (نيوتن- متر) - newton -meter والتي يطلق عليها الاصطلاح جول ، واذا عبر عن القوة بالداين و المسافة بالسنتيمتر فان الوحدة الناتجة هي (داين - سنتيمتر) - dyne- centimeter والتي تعرف بالارج ، وبما أن المتر يساوي ١٠٠ سنتيمتر والنيوتن يساوي ١٠٠٠٠٠ داين فانه يستنتج من ذلك أن الجول (اي نيوتن - متر) يساوي $١٠^{٧}$ ارج (اي داين - سنتيمتر)

اجول = انيوتن - متر = $١٠^{٧}$ ارج = $١٠^{٧}$ داين سنتيمتر

الكيلو كالوري = ٤١٨٦ جول = ١٠٠٠ كالوري

ولقد أدت نظرية اينشتاين الى ادماج قانون عدم فناء المادة وقانون عدم فناء الطاقة (لأن المادة والطاقة صورتان لشئ واحد) في قانون واحد هو قانون عدم فناء المادة - الطاقة.

مثال ١: إذا فرض ان كتلة جسم ما (m جرام) وكانت سرعة الضو ء ($٣×١٠^{١٠}$ سم /ثانية) فان الطاقة التي تعادل هذا الوزن تكون :

الطاقة =الكتة (جم) × مربع سرعة الضوء (سم /ثانية)^{٢}

$= m×(٣×١٠^{١٠})^{٢} = (٩×١٠^{٢٠})\, m$ (أرج)

الطاقة $= \frac{20_{10}×9×m}{20_{10}×4,186} = 2,15×١٠^{١٢}\, m$ (كالوري)

مثال ٢: في تفاعل ١٠٠ جم من مادة ما يحدث تغير في الطاقة قدره ١٠٠٠٠٠ كالوري ولحساب الكتلة المكافئة لهذه الطاقة.

الطاقة = الكتلة x مربع سرعة الضوء = الطاقة = $2,15\times ١٠^{١٣} m$

$2,15\times ١٠^{١٣} m$ = ١٠٠٠٠٠

m =٤٫٦٥ × ١٠^-٩ جرام

ولا شك أن هذا النقص في ١٠٠ جرام ضئيل جدا ولا يمكن قياسه باي طريقة معروفة الي الان.

(٢) قانون النسب الثابتة Law of Definite (constant) Proportions

ينص على أن المركب الكيميائي النقى يحتوى دائما على نفس العناصر متحدة مع بعضها بنفس النسبة من حيث الوزن مهما كان مصدره او طريقة تحضيره ، ومعنى ذلك أن التركيب الكيميائي لمركب معين ثابت دائما ولا يتوقف على الطريقة وزمان او مكان التحضير.

تأكسد النحاس يحضر بعدة طرق منها :

١. $٢Cu + o_2 \rightarrow ٢\ Cuo$

2. $CuCo_3 \rightarrow co_2 + Cuo$

ويظل اكسيد النحاس الناتج في كل حالة يحتوى على ٧٩.٩ ٪ بالوزن من النحاس ، ٢٠.١ بالوزن من الأكسجين . وثاني أكسيد الكربون يحضر بعدة طرق منها :

١. $c+o_2 \rightarrow co_2$
٢. $cuco_3 \rightarrow co_2 + cuo$
٣. $2\ Hcl + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaCl + Co_2 + H_20$
٤. $Hcl + NaHCO_3 \rightarrow NaCl + Co_2 + H_20$

ويحتوى ثاني اكسيد الكربون الناتج من هذه الطرق الأربعة على عنصري الكربون و الاكسجين بنسبة ١٢.١ جم :٣٢ جم على الترتيب ، وقد ادى اكتشاف النظائر الى تعديل في صيغة هذا القانون

(٣) قانون النسب المتضاعفة Law of Multiple Proportions

اذا اتحد عنصران (A) ، (B) ليكونا أكثر من مركب واحد فإن نسب الأوزان المختلفة من احد العنصرين وليكن العنصر (A) التي تتحد بوزن ثابت من العنصر الآخر (B) تكون نسبة بسيطة أو مساوية لرقم صحيح (صغير). استنتجه دالتون Daltonعام ١٨٠٣.

- فمثلا يتحد الاكسجين مع الكربون التكوين ثاني اكسيد الكربون واول اكسيد الكربون .

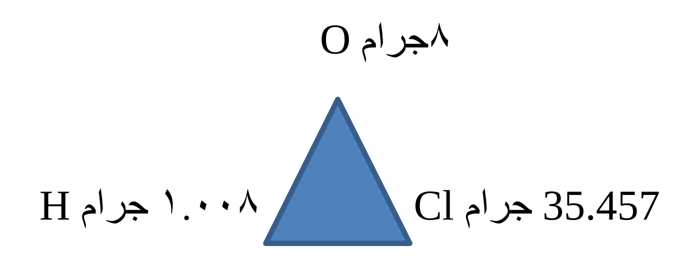
وبحساب كمية الكربون التي تتحد مع جرام واحد من الأكسجين في الحالتين نجد أنها٠.٣٧٥٢ جم ، 0.7504 جم بنسبة١:٢.

قانون النسب المتكافئة Law of Multiple Proportions

وينص على " النسبة التي يتحد بها اي عنصرين مع عنصر ثالث هي نفس االنسب (او مضاعف بسيط لها او جزء من تلك النسب) التي يتحد العنصران بها مع بعضها.

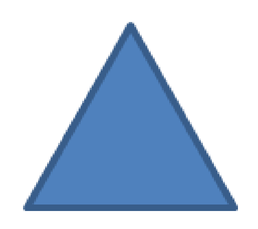
فمثلا وزن الأيدروجين ووزن الكلور اللذان يتحدان على وزن ثابت من الأكسجين لتكوين الماء و اكسيد الكلور هو نفس الوزن الذي يتحد به العنصران لتكوين كلوريد الأيدروجين وتبدو هذه العلاقة من الرسم التالي

٨جرام O



كذلك يتحد ١٢ جرام كربون مع ٣٢ جرام اكسجين لتكوين ثاني أكسيد الكربون وايضا يتحد ١٢ جرام كربون مع ٦٤ جرام كبريت لتكوين ثاني كبريتيد الكربون وعند يتحد الكبريت مع الاكجسين يكون بنسبة ١ : ١ لتكوين ثاني اكسيد الكبريت او بنسبة ٢:٣ لتكوين ثالث اكسيد البكريت وتبدو هذه العلاقة من الرسم التالي.

١٢جرام C



٣٢جرام O ٦٤جرام S

النظرية الذرية لدالتون Dalton's Atomic Theory

يجب الاشارة الي تلك النظرية لانها فسرت الحقائق العملية الكثيرة والتي سبق ذكرها في قوانين الاتحاد الكيميائي وتتلخص نظرية دالتون (١٨٠٣) **فيما يلي:**

١. تتكون العناصر الكيميائية من وحدات دقيقة مميزة تسمى بالذرات. وهذه الذرات غير قابلة للانقسام وتحتفظ بمميزاتها وبكيانها في جميع التغيرات الطبيعية والكيميائية.
٢. ذرات العنصر الواحد متشابهة في الخواص الطبيعية والكيميائية وذات وزن واحد ولها نفس الكتلة (او الوزن). اما ذرات العناصر المختلفة فتختلف في خواصها الطبيعية والكيميائية كما تختلف في كتلتها.
٣. الاتحاد الكيميائي بين عنصرين او اكثر عبارة عن اتحاد بين ذرات هذه العناصر بنسب عددية بسيطة لتعطي اصغر وحدة من المركب اي الجزئ
٤. .ذرات نفس العناصر يمكنها الاتحاد ببعضها بأكثر من نسبة واحدة لتكون أكثر من مركب واحد.
٥. الجزئ هو أصغر مجموعة من الذرات (متحدة مع بعضها بنسبة بسيطة) توجد على شكل وحدة مستقلة عن المجموعات الأخرى التي تماثلها وجزئ المركب يحتوي على أكثر من نوع واحد من الذرات اما جزئ العنصر فيحتوي على ذرة او اكثر من نوع واحد.

قانون جاي أوساك على الاتحاد الكيميائي بالحجم

Gay-Lussac's law of combination by volume

ينطبق هذا القانون على التفاعلات بين الغازات فقط ونصه:

تتحد الغازات كيميائيا بنسبة بسيطة من حيث الحجم وتكون النسبة بين حجوم الغازات الداخلة في التفاعل وحجوم الغازات الناتجة من التفاعل نسبة بسيطة وذلك بشرط ان تقاص الحجوم تحت ظروف واحدة من الضغط والحرارة "

فمثلا يتحد ١ حجم من الأيدروجين مع ١ حجم من الكلور لتكوين حجمين من غاز كلوريد الأيدروجين اي ان النسب بين حجوم الغازات المتفاعلة والناتجة عن هذا التفاعل هي النسب البسيطة (١ :١ : ٢)

ويتحد ٢ حجم من الايدروجين مع ١ حجم اكسجين لتكوين حجمين بخار ماء والنسب الحجمية هنا هي (٢ :١ :٢) .

وعندما يتحد ١ حجم ازوت مع ٣ حجم ايدروجين لتكوين ٢ حجم غاز نشادر (أمونيا) تكون النسب الحجمية في هذه الحالة (١:٣:٢).

قانون افوجادروAvogadro

وينص على:
تحت نفس الظروف من الحرارة والضغط تحتوى الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة على نفس العدد من الجزينات.
ويمكن استخدام هذا القانون في معرفة عدد الذرات في الجزئ كما يتضح من المثال التالي:
حجم ازوت +3 حجم ايدروجين ← حجمين نشادر
واذا كان الحجم الواحد من الغاز يحتوي على (n) جزئ
اذا (n) جزئ ازوت +3 (n) جزى ايدروجين ← (n٢) جزئ نشادر
أي ١ جزئ ازوت +٣ جزئ ايدروجين ← ٢ جزئ نشادر
٠.٥ جزئ ازوت + ١.٥ جزئ ايدروجين ← ١جزئ نشادر

بمعنى أن الجزئ الواحد من النشادر يحتوي على (٠.٥) جزئ من الأزوت ، (١.٥) جزى من الايدروجين - وحيث أن الذرة غير قابلة للانقسام في التفاعلات الكيميائية لذا لابد ان يحتوى جزئ الازوت على ذرتين على الاقل.

الوزن الذري والوزن المكافئ والتكافؤ:

الوزن المكافئ للاكسجين هو المرجع الأساسي للأوزان المكافئة للعناصر الاخرى واعتبر مساويا القيمة ٨، كما ان الوزن الذرى المتفق عليه للأكسجين يساوي ١٦.
يتضح من ذلك أن الوزن الذرى للأكسجين يساوي ضعف وزنه المكافئ.
وتبعا للنظرية الذرية يجب أن يكون وزن الذرة مساويا لحاصل ضرب الوزن المكافئ في عدد بسيط صحيح ، أي أن النسبة بين الوزن الذرى للعنصر ووزنه المكافئ تساوي عدد صحيح يعرف بالتكافؤ(Valence).

وبذلك تكون العلاقة بين الوزنين كما يلى :

الوزن المكافئ equivalent weight = . $\frac{\text{الوزن الذري}}{\text{التكافئ}}$

الوزن الذرى atomic weight = الوزن المكافئ xالتكافؤ

تقدير الوزن الزري :

من اهم الطرق المستخدمة لتعيين الأوزان الذرية للعناصر

(1) : طريقة كانيزارو Cannizzaro ' s method

استعان كانيزارو بالحقيقة التالي :

الذرة أصغر جسيمات العنصر التي يمكن أن تدخل في التفاعلات الكيميائية .

ثم أتبع ذلك باستنتاجات صحيحة وهي :

أ) تتكون الجزينات من عدد صحيح من الذرات (١ أو ٢ أو ٣ ....الخ)

ب) لا يمكن أن يحتوي الجزئ على اقل من ذرة واحدة من العنصر .

ج) يمثل الوزن الجزيئي لأي مادة مجموع الأوزان الذرية للذرات المختلفة التي تتكون منها الجزئيات . أي انه لا يمكن أن يوجد أقل من الوزن الذرى للعنصر في الوزن الجزيئي الواحد لأي مركب من مركباته .

د) وبذلك يمكن القول ان الوزن الذري للعنصر هو اصغر وزن (بوحدات الوزن الذري) من العنصر يمكن أن يوجد في الوزن الجزيني (بوحدات الوزن الذري) لاي مركب من مركباته . وبذلك تصبح اوزان العنصر الموجودة في الأوزان الجزيئية لمركباته مضاعفات بسيطة (١ أو ٢ أو ٠٠٣. الخ) اللوزن الذرى .

وقد استفاد كانيزارو من هذه الحقائق واستخدمها لتقدير الوزن الذرى العناصر بطريقة تقريبية . وتتلخص فيما يلي:

يحضر اكبر عدد ممكن من المركبات الطيارة (غازية) للعنصر المراد تعيين وزنه الذرى ثم تقدر الأوزان الجزيئية لكل من مركباته (بطريقة الكثافة) ويشير تعريف الوزن الجزيني على اساس العدد ٣٢ الذي يعبر عن الوزن الجزيئي للاكسجين إلى العلاقة التالية:

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي للغاز}}{\text{الوزن الجزيئي للاكسجين}} = \frac{\text{وزن جزئ واحد من الغاز}}{\text{وزن جزئ واحد من الاكسجين}}$$

ايضا =

$$\frac{\text{وزن (n) جزئ من الغاز}}{\text{وزن (n) جزئ من الاكسجين}} = \frac{\text{وزن حجم معين من الغاز}}{\text{وزن نفس الحجم من الاكسجين}}$$

$$= \frac{\text{كثافة الغاز}}{\text{كثافة الاكسجين}}$$

اذا الوزن الجزيئي للغاز= ٣٢ × $\frac{\text{كثافة الغاز}}{\text{كثافة الاكسجين}}$

وبعد تقدير الاوزان الجزيئية تحلل هذه المركبات لايجاد وزن العنصرالموجود في الوزن الجزيئي"
ويعتبر أصغر الأوزان للعنصر في الوزن الجزيئي للمركبات هو الحد الأقصى للوزن الذرى.
والجدول التالي يوضح ذلك.

المركب	الوزن الجزيئي للمادة	وزن الكلور في الوزن الجزيئي للمركب وحدات الوزن الذرى
كلور Cl_2	٧١	٧١
كلور فورم $CH\ CL_2$	١١٩	١٠٦
كلوريد الأيدروجين Hcl	٣٦.٥	٣٥.٥
كلوريد الايثيل أنC_2H_5cl	٦٤.٥	٣٥.٤٦

ويتبين من الجدول ان الوزنه الذري للكلور يساوي ٣٥.٥ تقريبا وهو اقل وزن يوجد في الأوزان الجزيئية المركبات الكلور.

(٢) طريقة ديولنج وبيتيه Dulong and Petit

يستخدم قانون ديولنج وبيته لتقدير الأوزان الذرية حيث لاحظ هذا العالمان الفرنسيان (١٨١٩) العلاقة بين الأوزان الذرية والحرارة النوعية للعناصر.

وينص القانون أن الحرارة الذرية atomic heat للعنصر الصلب تساوي تقريبا ٦.٢ كالورى في درجات الحرارة العادية. وتعرف كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة الوزن الذرى (١جم - ذرة) للعنصر درجة واحدة بالحرارة الذرية

اي ان : الحرارة الذرية = الوزن الذري × الحرارة النوعية للعنصر

مثل ١: احسب الوزن الذري بالضبط للرصاص اذا كانت حرارته النوعية ٠.٠٣١٥ كالورى / درجة / جرام ، اذا علمت أن الوزن المكافئ للرصاص في كلوريد الرصاص ١٠٣.٦؟

الحرارة الذرية = الوزن الزري × الحرارة التوعية

= الوزن المكافي x التكافؤ x الحرارة النوعية

٦٢ = ١٠٣.٦ x التكافؤ x ٠.٠٣١٥

التكافؤ = ٢٠٠ (تقريبا)

بما ان الوزن الذرى هو احد المضاعفات الصحيحة للوزن المكافئ

اذا الوزن الذرى للرصاص = ١٠٣.٦ x ٢ = ٢٠٧.٢

(٣) طريقة متشرلس للتشابه البلوري

Mitsch erlich's Law of Isomorphism

يستخدم قانون متشرلس للتشابه البلوري لتقدير الأوزان الذرية حيث ينص القانون على :

المركبات المتشابهة في الصورة البلورية وفي الخواص الكيميائية يمكن التعبير عنها غالبا بنفس الرمز الكيميائي.

والمثال التالي يبين ويوضح ظاهرة التشابه البلوري

.اذا كان أكسيد الكروم الأخضر يتشابه بلوريا مع اكسيد الحديديك Fe_2O_3 ومع اكسيد الألومنيوم . Al_2O_3 وكان الوزن المكافئ للكروم ١٧.٣٧ - فما هو الوزن الذرى للكروم ؟

لوجود التشابه البلوري بين ($A1_2 0_3$) & ($Fe_2 0_3$) فان رمز اكسيد الكروم يكون $Cr_2$٠٣ أي أن تكافؤ الكروم في هذه الحالة يساوي ٣.

بما ان الوزن الذرى = الوزن المكافئ x التكافؤ

اذا الوزن الذرى للكروم = ١٧.٣٧ x ٣ = ٥٢.١١

(4)الطريقة الكيميائية Analytical Method

وتستخدم التقدير الاوزان الذرية للعناصر التي ليس لها مركبات غازية . ويتم ذلك بالتحليل الكمى الدقيق لمركباتها بعد الحصول على معلومات تدل على رمز المركب.

والمثال التالي يوضح الطريقة الكيميائية التقدير الوزن الذرى .

احسب الوزن الذرى للفضة اذا علمت أن نسبة الفضة الى نترات الفضة هي 1.574:1 ا وان الوزن الذرى للأزوت 14.007.

والطريقة التي أجريت للوصول الى هذه النسبة تتلخص في الحصول على وزن معين من عنصر الفضة ثم تحويلة الى نترات فضة ثم ايجاد النسبة بين الوزنيين.

نفرض ان الوزن الذرى الفضة يساوي س

وحيث أن Ag : Ag No3

١:١.٥٧٤

اذا (س+ ١٤.٠٠٧+ ٣ x ١٦ : س)

اذا س = ١٠٧.٨٨ يساوى الوزن الذرى للفضة.

المكونات الرئيسية للذرات

الذرة أصغر وحدة بنائية لا عنصر يمكن أن يشترك في تفاعل كيميائي وتتركب من:

١- نواة يتركز فيها معظم كتلة الذرة وتحتوي على نوعين من الجسيمات البروتونات Protons والنيوترونات Neutrons والبروتونات جسيمات تحمل كل منها شحنة موجبة وكتلة البروتون تساوي تقريبا ١٨٣٧ مرة قدر كتلة الالكترون - والنيوترونات جسيمات متعادلة كهربيا وكتلة النيوترون تساوي تقريبا كتلة البروتون

٢- الالكترونات Electrons وهي جسيمات متناهية في الصغر وكتلتها صغيرة جدا اذا قورنت بكتلة البروتون او النيوترون وتحمل شحنة سالبة.

والذرة متعادلة كهربيا في حالتها العادية لان عدد البروتونات الموجة الشحنة (الموجودة في النواة) يساوي عدد الالكترونات السالبة الشحنة الى تدور حول النواة. فالذرة مكونه من جزء وسط حقل النواة ويحيط بها الالكترونات .

ويلاحظ أن وزن الذرة في نواتها وبذلك يصبح وزن الذرة بالتقريب مساوياً لمجموع اوزان مكوناتها اي مجموع اوزان النيوترونات والبروتونات فقط ، لان وزن الالكترونات المحيطة بالنواة في ذرة ما صغير جدا بالنسبة لوزن الجسيمات الأخرى ولذلك يمكن اهماله . وترجع الشحنة الموجبة للنواة الى البروتونات التي تحويها أي أن مصدر الشحنات الموجبة في النواة هو البروتونات ولا تتأثر شحنة الذرة مطلقا بعدد النيوترونات الموجودة في النواة ولكنها توقف على التوازن بين الالكترونات الخارجية والبروتونات . اما في الذرات المتعادلة فيتساوي عدد الالكترونات مع عدد البروتونات التي توجد في النواة.

ويعرف عدد الجسيمات المكونة للنواة برقم الكتلة للعنصر Mass number وهو يساوي مجموع عدد البروتونات والنيوترونات المكونة للنواة وهو ايضا اقرب رقم صحيح للوزن الذرى المقدر علميا.

ويدل عدد البروتونات الموجودة في النواة (الشحنة النووية) على الرقم الذرى للعنصر Atomic number وهو رقم ثابت مميز للعنصر وتوضح موضعه في الجدول الدوري للعناصر ولا يتأثر في التفاعلات الكيميائية . وبمعرفة رقم الكتلة والرقم الذرى يمكن حساب عدد البروتونات الموجودة في النواة كالاتى :

(رقم الكتلة - الرقم الذري) = عدد النيوترونات

وتحتوي جميع نوايا العناصر على نيوترون او اكثر ماعدا ذرة الايدروجين تتكون نواتها من بروتون واحد يحيط به الكترون واحد.

تصنيف العناصر

قامت عدة محاولات لتصنيف العناصر:

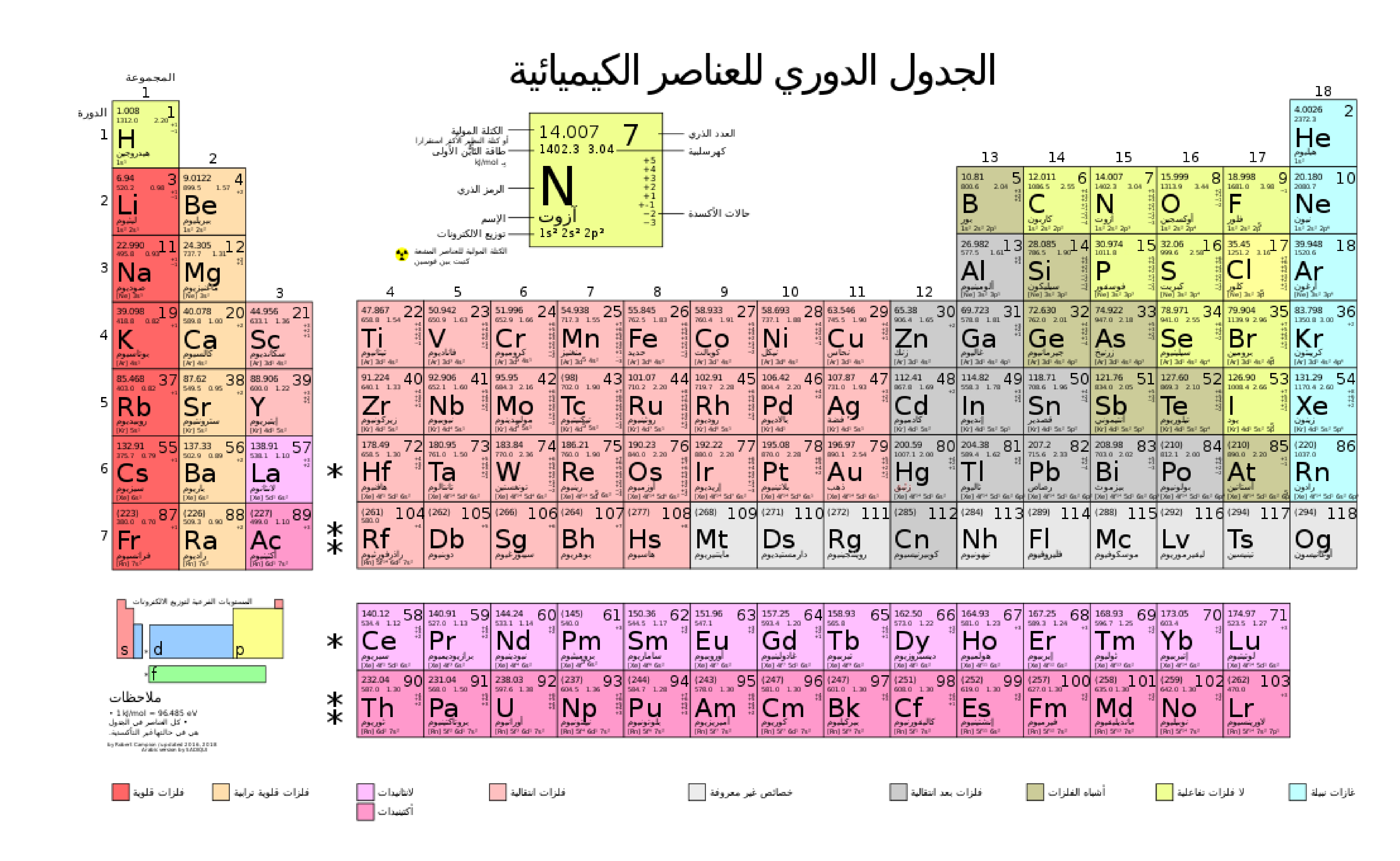
١- ارقام برزيليوس بتقسيم العناصر الى فلزات ولا فلزات ولم تنجح هذه الطريقة.
٢- ثمانيات نيولاند : (اكتشاف دورية الخواص) قام بترتيب العناصر تصاعديا علي حسب أوزانها الذرية فلاحظ أن خواص العناصر تتكرر على نحو يشبه ايام الاسبوع فمثلا خواص العنصر الثامن تاتي مطابقة لخواص العنصر الاول والعنصر التاسع تأتي مطابقة للثاني.
٣- محاولة مندليف لتصنيف العناصر تبعا لأوزانها الذرية .
٤- محاولة موزلي تصنيف العناصر تبعا لاعدادها الذرية

الجدول الدوري لمندليف:

قام العالم الروسي مندليف بترتيب العناصر تصاعديا تبعا للتدرج في أوزانها الذرية في جدول عرف باسم الجدول الدوري لمندليف.

-يعد هذا الجدول اول جدول دوري لتصنيف العناصر . ولاحظ مندليف تكرارية خواص العناصر بصورة دورية وظهرت بعض العيوب في الجدول الدوري لمندليف كانت سببا في صعوبة التصنيف الدقيق للعناصر ، مما دعا العلماء الى تطوير الجدول عدة مرات منها محاولة موزلي الذي قام بدراسة خواص العناصر ، ووجد أن الخواص الفيزيائية والكيميائية لاي عنصر ترتبط دوريا بالعدد الذري وليس بالوزن الذري

. لهذا قام بترتيب العناصر في جدول على غرار جدول مندليف الا ان العناصر رتبت فيه تصاعديا حسب الزيادة في اعدادها الذرية.



الجدول الدوري للعناصر الكيميائية
المجموعة
الدورة
الكتلة المولية
طاقة التأين الأولى
الرمز الذري
الإسم
توزيع الالكترونات
العدد الذري
كهرسلبية
حالات الأكسدة
14.007
1402.3 3.04
N
آزوت
ملاحظات
• 1 kJ/mol = 96.485 eV
فلزات قلوية
فلزات قلوية ترابية
لانثانيدات
أكتينيدات
فلزات انتقالية
خصائص غير معروفة
فلزات بعد انتقالية
أشباه الفلزات
لا فلزات تفاعلية
غازات نبيلة

الجدول الدورى الحديث:

عدد العناصر المعروفة حتى الان : ١١٢ عنصر يوجد منها ٨٩ عنصرفي الطبيعة والباقي يحضر صناعيا وقد تم اعتماد ١٠٣ عنصر حتى الان في الجدول الدورى الحديث .

وتم تصنيف العناصر بالجدول الدورى الحديث بعد اكتشاف التركيب الدقيق للذرة وكذلك مستويات الطاقة وامكن ترتيب العناصر في نظام دوري يعتمد على الزيادة في العدد الذري وكذلك طريقة ملء مستويات الطاقة بالالكترونات فيما يعرف بالجدول الدورى الحديث .

ويتكون الجدول من : مجموعات رأسية ودورات افقية :

1 -المجموعة الرأسية :

أ) عددها : ١٨ مجموعة رأسية ، تشتمل كل منها على : مجموعة من العناصر المتشابهة في الخواص.

ب) ترتيبها :

1 . تبدأ من يسار الجدول : بالمجموعات التي اعطيت الأرقام (2A) , (1A) اما في يمين الجدول : فتوجد المجموعات التي اعطيت الأرقام : (3A) (6A) ,(A7) , (5A) , (4A) , بالاضافة للمجموعة الصفرية (٠) التي تحتوي على الغازات الخاملة .

٢ .اعتبارا من الدورة الرابعة : يفصل بين المجموعات التي تقع في يسار الجدول والمجموعات التي تقع في يمين الجدول مجموعة من العناصر تعرف بالعناصر الانتقالية وهي تشمل المجموعات الرأسية التالية : (٨) ،(٧B) ،(٦ B) ،(٥ B) ،(٤B) ،(٣ B).

٣. المجموعة الثامنة : تتكون من ثلاثة أعمدة من العناصر .

4 .يلي المجموعة الثامنة مجموعتي (2B) , (1 B).

ج) رقم المجموعة:

يدل على عدد الالكترونات التي تشغل مستوى الطاقة الخارجى.

تدرج خواص العناصر فى المجموعات :

خواص عناصر كل مجموعة تتدرج من اعلى المجموعة الى اسفلها.

مثال: عناصر المجموعة (١A) في يسار الجدول : تتشتمل على عناصر الاقلاء ، وهي تشترك في الاتي :

- عناصر فلزية . - أحادية التكافؤ.

الصفة الفلزية : تزداد بالتدريج من اعلى المجموعة إلى اسفلها.

فنجد ان عنصر السيزيوم (Cs) اكبرها في الصفة الفلزية، بينما عنصر الليثيوم (Li) اقلها في تلك الصفة. أما عنصر الفرانسيوم (Fr) فهو مشع.

الصفة الفلزية

ليثيوم	Li
صوديوم	Na
بوتاسيوم	K
روبيديوم	Rb
سيزيوم	Cs
فرانسيوم	Fr

2 -<u>الدورات الأفقية :</u>

عددها سبعة دورات افقية في الجدول وتتميز بان رقم الدورة يعبر عن : عدد مستويات الطاقة في ذرة العنصر ويأخذ الأرقام من (٧→ ١).

فمثلا : تبدأ الدورة الثانية بملى مستوى الطاقة الثاني ، والدورة الثالثة بملئ مستوى الطاقة الثالث وهكذا تبدأ كل دورة بمل مستوى طاقة جديد بالإلكترونات.

تدرج خواص العناصر فى الدورات :

تتدرج خواص العناصر في كل دورة من يسار الجدول الي يمينة بزيادة العدد الذرى ولنأخذ مثال الصفة الفلزية .

تدرج الصفة الفلزية فى الدورات :

عناصر الدورة الواحدة تبدأ من يسار الجدول عناصر فلزية وبزيادة العدد الذري تقل الصفة الفلزية وتزداد الصفة اللافلزية .

لذا نجد عناصر يمين الجدول عناصر لا فلزية .

مثال : عناصر الدورة الثالثة:

(1A)	(2A)	(3A)	(4A)	(54)	(6A)	(7A)	(0)
^{١١}Na	^{١٢}Mg	^{١٣}AL	^{١٤}SI	^{١٥}P	^{١٦}S	^{17}CL	^{١٨}Ar

عناصر لا فلزية   عناصر فلزية

تزداد الصفة اللافلزية وتقل الصفة الفلزية بزيادة العدد الذري في هذا الاتجاه (من يسار الجدول الى يمينه.

فرقم الدورة : يعبر عن عدد مستويات الطاقة في ذرة العنصر ورقم المجموعة يعبر عن عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي لذرة العنصر.

والجدوال التالي يوضح بعض الامثلة:

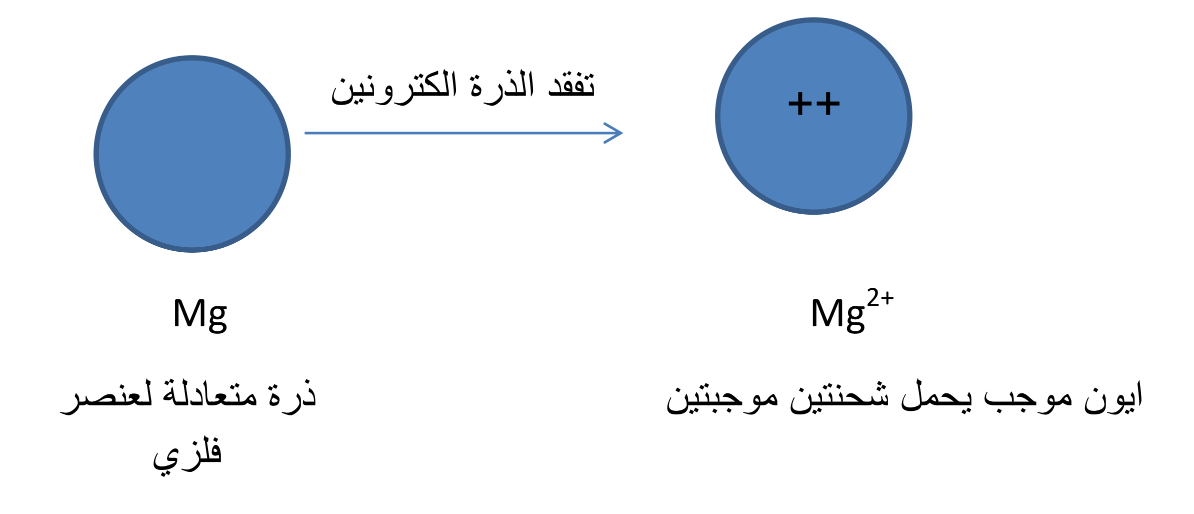
اسم العنصر	رقم الدورة	عدد مستويات الطاقة	رقم المجموعة	عدد الالكترونات في مستوى الطاقة الخارجي للذرة
ليثيوم (Li)	٢	٢	١	١
كربون (C)	٢	٢	٤	٤
اكسجين (O)	٢	٢	٦	٦
صوديوم (Na)	٣	٣	١	١
الومنيوم (Al)	٣	٣	٣	٣
كالسيوم (Ca)	٤	٤	٢	٢

الروابط الكيميائية

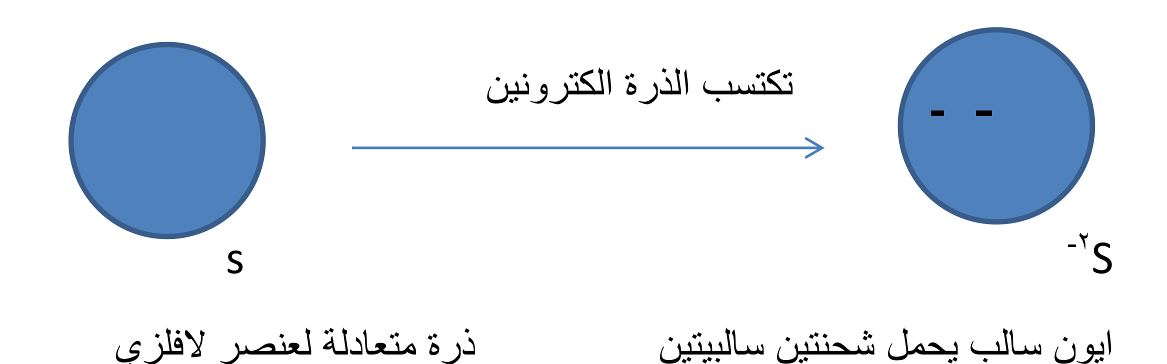
اولا: الرابطة الأيونية :

- يحدث الارتباط الأيوني كالاتي:

١. تفقد احدى ذرات العنصر الفلزي الكترونا او اكثر : من مستوى طاقتها الخارجي لكي تصل إلى التركيب الالكترونى لاقرب غاز خامل الذي يسبق العنصر في الترتيب في الجدول الدورى . وبذلك تتحول ذرة العنصر الفلزي الى ايون موجب.



٢. تجذب احدى ذرات العنصر اللافلزي هذه الإلكترونات: ويتم اضافتها الي مستوي طاقتها الخارجي لكى تصل ايضا الى التركيب الالكتروني لاقرب غاز خامل الذي يلي العنصر في الترتيب في الجدول الدورى .
وبذلك تتحول ذرة العنصر اللافلزي الى ايون سالب.



٣. يحدث تجاذب بين الأيون الموجب والأيون السالب: حيث يتم الارتباط الأيوني بينهما لتكوين جزئ المركب.

امثلة:

١- الارتباط بين ذرة لعنصر الصوديوم وذرة لعنصر الكلور لتكوين جزئ مركب كلوريد الصوديوم

- الصوديوم ١١ : من عناصر المجموعة (1-A)

- عدده الذري : (١١) وتوزيعه الإلكتروني : (٢.٨.١).

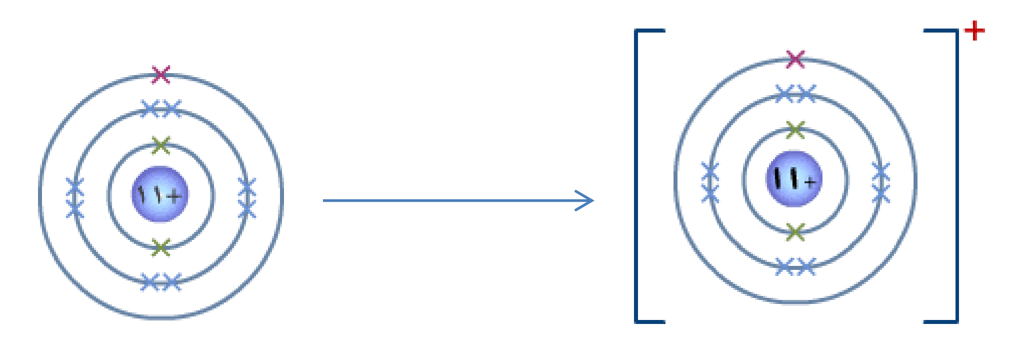
اي يشتمل على الكترونين في مستوى الطاقة الاول (K) ،

وثمانية الكترونات في مستوى الطاقة الثاني (L) .

و الكترون واحد في مستوى طاقته الأخير (M) .

ولكي يصل الصوديوم إلى التركيب الالكتروني الثابت لاقرب غاز خامل وهو النيون[١٠].

فانه يفقد إلكترونا من مستوى طاقته الاخير ويصبح أيونا موجبا (Na^+)



ذرة صوديوم متعادلة (ايون صوديوم موجب الشحنة)

ياخذ التركيب الإلكتروني الثابت لاقرب غاز خامل (النيون)

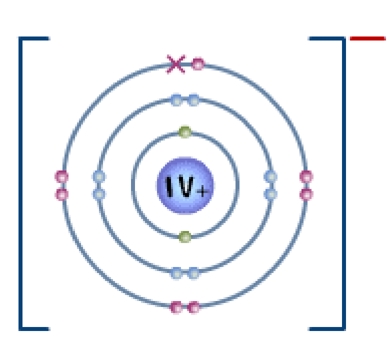
- الكلور[١٧] : من عناصر المجموعة (A - 7).
- عدده الذري : (١٧) وتوزيعه الإلكتروني : (2.8.7)

اي يشتمل على : الكترونين في مستوى الطاقة الأول (K).

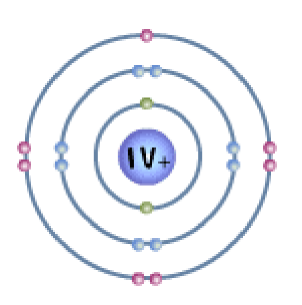
وثمانية الكترونات في مستوى الطاقة الثاني (L).

وسبعة إلكترونات في مستوى الطاقة الثالث والأخير (M).

ولكي يصل الكلور الى التركيب الالكتروني الثابت لاقرب غاز خامل وهو الأرجون [١٨] فانه يكتسب الكترونا ويضيفه الى مستوى طاقته الاخير (M) ويصبح ابونا سالبا (Cl^-).



(ايون كلوريد سالب الشحنة ياخذ التركيب



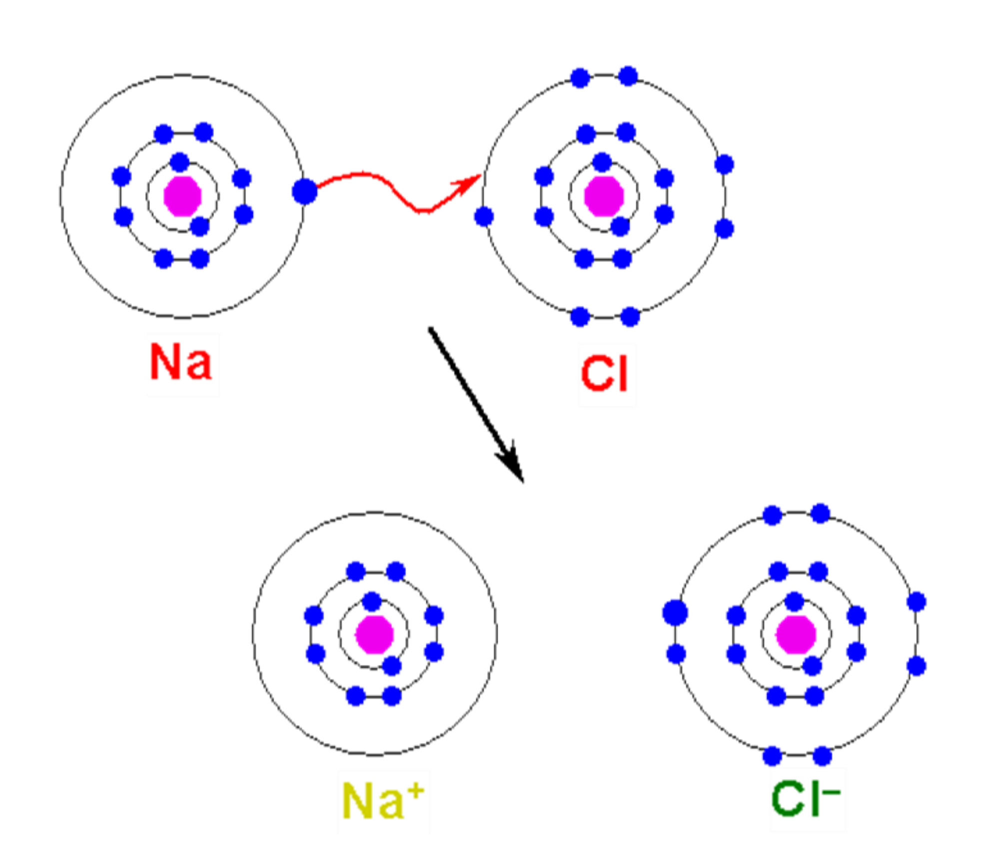
ذرة كلور متعادلة

ياخذ التركيب الالكتروني الثابت لاقرب غاز

خامل (الارجون)

عند ارتباط ذرة الصوديوم مع ذرة الكلور :

- تفقد ذرة الصوديوم : الكترونا لتكون ايون الصوديوم الموجب.
- تكتسب ذرة الكلور : هذا الالكترون لتكمل عدد الالكترونات في مستوي طاقتها الخارجي إلى (٨) الكترونات وتصبح ايونا سالبا
- ويحدث تجاذب كهربي بين ايون الصوديوم الموجب وايون الكلوريد السالب مكونا الارتباط الايوني (كما هو موضح في هذا الشكل).



شكل يوضح كيفية ارتباط ذرة الصوديوم مع ذرة الكلور

٢- ارتباط ذرة العنصر الماغنسيوم مع ذرة لعنصر الأكسجين لتكوين جزئ مركب اكسيد الماغنسيوم :

عند اتحاد ذرة ماغنسيوم من عناصر المجموعة (2-A) مع ذرة اكسجين من عناصر المجموعة (6 - A) لتكوين جزي اكسيد ماغنسيوم يحدث الاتي:

أ- تفقد ذرة الماغنسيوم الكترونين :
من مستوى طاقتها الأخير ، لتكون ايون الماغنسيوم الموجب.

$$Mg\ 2.8.2 \longrightarrow Mg2.8^{2+} + 2e^{-}$$

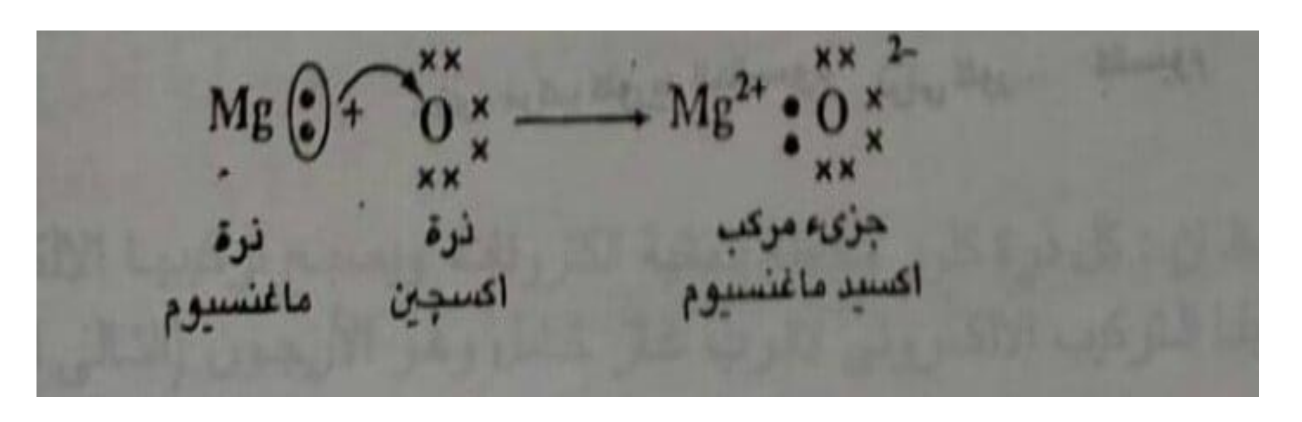
وبذلك يأخذ الماغنسيوم التركيب الالكتروني الثابت لاقرب غاز خامل وهو النيون (Ne).

ت) تكتسب ذرة الأكسجين الكترونين :
في مستوى طاقتها الأخير لتكون ايون الأكسجين السالب .

$$O_{2.6} + 2e^{-} \longrightarrow (O_{2.8})^{2-}$$

وبذلك تصل للتركيب الالكتروني الثابت لاقرب غاز خامل وهو النيون (Ne) أيضاً.

ث) يحدث تجاذب كهربي بين ايون الماغنسيوم الموجب وايون الأكسجين السالب مكونا اكسيد الماغنسيوم(MgO).
ويمكن تمثيل التفاعل كالاتي:



٣- ارتباط العنصر الكالسيوم مع ذرتين لعنصر الكلور لتكوين جزئ مركب كلوريد كالسيوم :

عند اتحاد عنصر الكالسيوم من عناصر المجموعة (2-A) مع عنصر الكلور من عناصر المجموعة (7-A) يحدث اتحاد لذرتي كلور مع ذرة واحدة من الكالسيوم على النحو التالي :

أ. **تفقد ذرة الكالسيوم التركيب الكترونين** : من مستوى طاقتها الخارجي لتصبح ايون الكالسيوم الموجب.

$$Ca2.8.8.2 \longrightarrow Ca2.8.8^{2+}$$

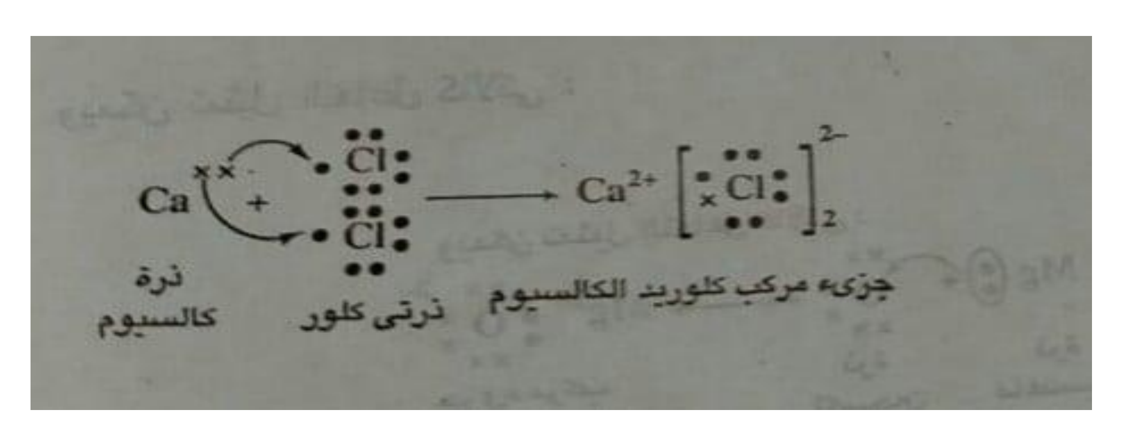
وبذلك يأخذ الكالسيوم التركيب الالكترونى لاقرب غاز خامل وهو الأرجون (Ar).

ب. تكتسب ذرتي الكلور الإلكترونين لتصبحا ايوني كلوريد سالب ويأخذ ايون الكلوريد التركيب لاقرب غاز خامل وهو الأرجون ايضا.

$$2\ CL٢.٨.٧ \longrightarrow 2\ CL^{-}٢.٨.٨$$

ت. يحدث تجاذب كهربي بين ايون الكالسيوم الموجب وايونى الكلوريد السالب فيحدث الارتباط الأيوني ويتكون كلوريد الكالسيوم .

ويمكن تمثيل التفاعل كالاتي :



ثانيا: الرابطة التساهمية . :

- هذا النوع من الارتباط (ينشأ غالبا بين ذرات العناصر اللافلزية) حيث تشارك الذرة بالكترون أو أكثر مع الكترون او اكثر من الكترونات الذرة الأخرى مكونة رابطة او اكثر من الروابط التساهمية .
- عدد الالكترونات في مستوى الطاقة الخارجي لكل من الذرتين : يصبح مكتملا ومشابها للمستوى الخارجي لاقرب غاز خامل (الذي يلي كلا منهما في الترتيب في الجدول الدوري).
- تختلف الرابطة التساهمية عن الرابطة الأيونية في الاتى :

١. لها وجود مادي .
٢. لاتفقد اى ذرة من الذرتين المرتبطتين اي الكترون من الكتروناتها فقدا تاما . بل تشارك كل منهما بالكترون او اكثر.
٣. تنشأ بين ذرتين لعنصرين لافلزين (غالبا) اوذرتين لعنصر واحد لا فلزي .

أنواع الروابط التساهمية :

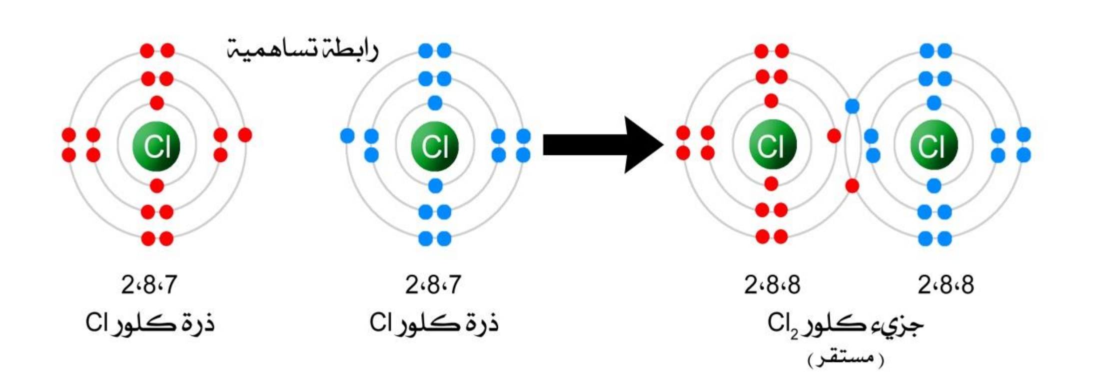
أ. الرابطة التساهمية الأحادية :

ترتبط فيها الذرة مع ذرة اخرى برابطة تساهمية واحدة : عبارة عن زوج من الالكترونات تساهم فيه كل ذرة بالكترون واحد :

أمثلة :

١. ارتباط ذرتي كلور لتكوين جزي لعنصر الكلور :

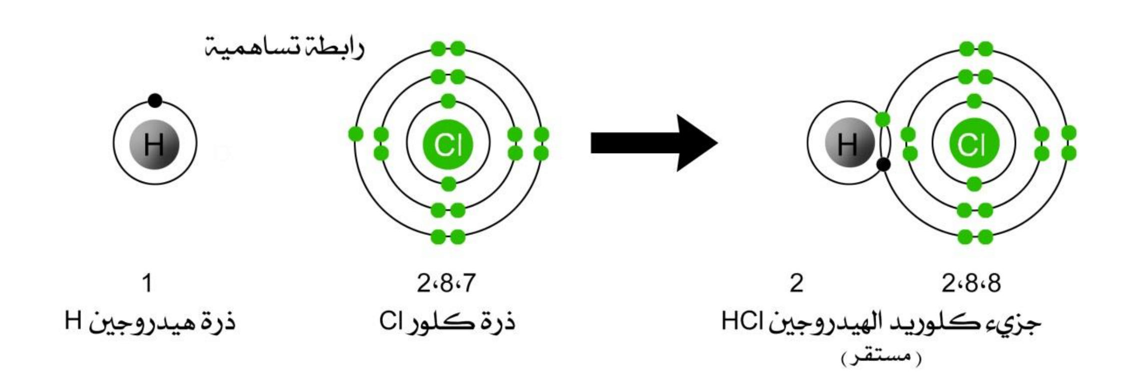
تشارك كل ذرة من ذرتي الكلور بالكترون واحد لتكون الرابطة الأحادية بينهما .



يلاحظ أن : كل ذرة كلور محاطة بثمانية الكترونات ويصبح تركيبها الالكتروني مطابقا للتركيب الالكترونى لاقرب غاز خامل وهو الأرجون (التالى لعنصر الكلور في الجدول الدوري). ويمكن تمثيل الرابطة الاحادية بين ذرتين بخط (Cl-Cl).

٢. **<u>ارتباط ذرة هيدروجين مع ذرة كلور لتكوين جزي كلوريدالهيدروجين:</u>**

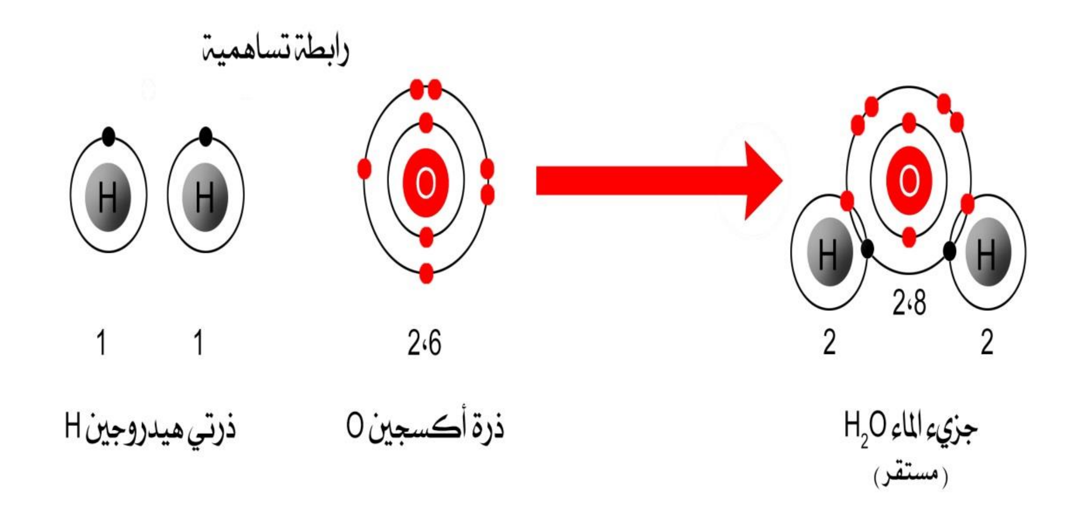
يحدث الارتباط بزوج من الالكترونات تشارك فيه كل ذرة بالكترون وتتكون رابطة تساهمية احادية.



يلاحظ أن : ذرة الهيدروجين اصبحت محاطة بالكترونين وبذلك تصل التركيب الالكترونى لاقرب غاز خامل وهو الهيليوم ، كما تحاط ذرة الكلور بثمانية الكترونات وبذلك تصل للتركيب الالكتروني لاقرب غاز خامل وهو الارجون .

- **ارتباط ذرة عنصر برابطتين تساهميتين أحاديتين :**

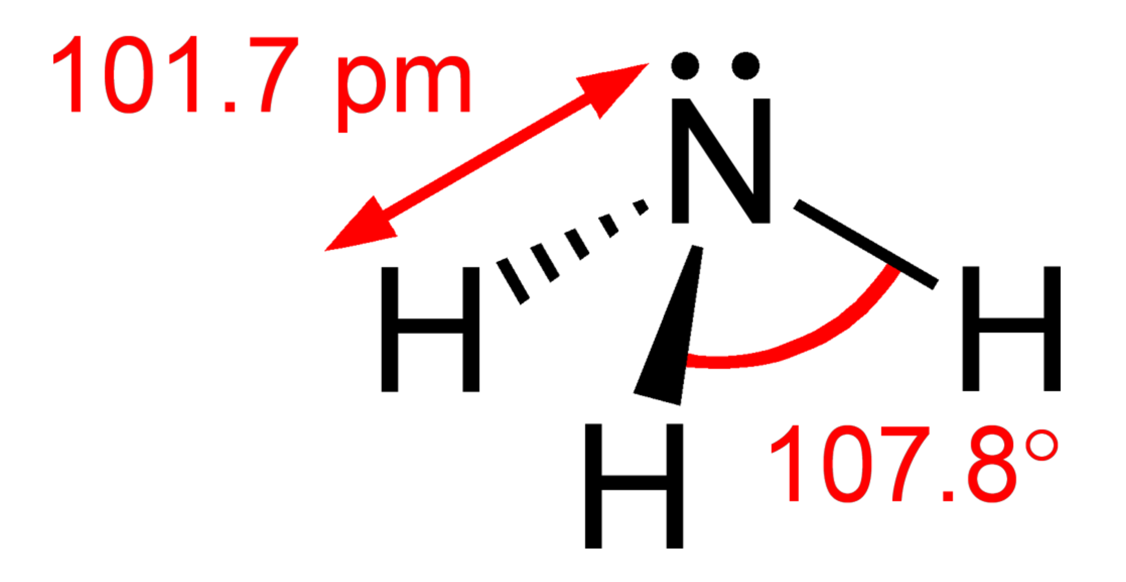
مثال : تكوين جزي الماء : وفيه تكون ذرة الأكسجين رابطتين تساهميتين أحاديتين مع ذرتي هيدروجين. وبذلك تكون ذرة الأكسجين ثنائية التكافؤ.

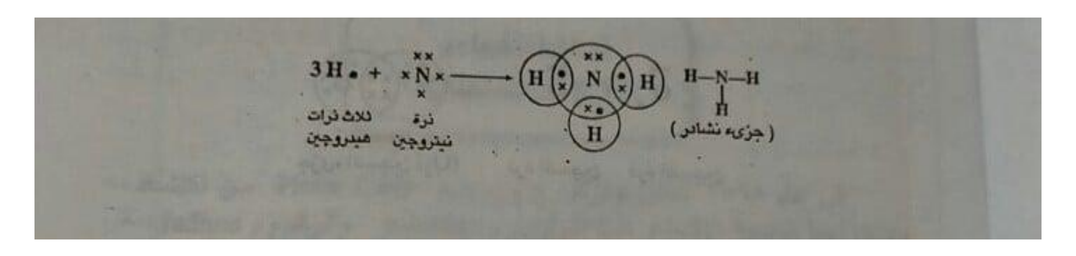


- **ارتباط ذرة عنصر بثلاث روابط تساهمية احادية مع ثلاث ذرات اخرى (لعنصر آخر):**

مثال : تكوين جزي النشادر: وفيه تكون ذرة النيتروجين ثلاثة روابط تساهمية مع ثلاثة ذرات هيدروجين .

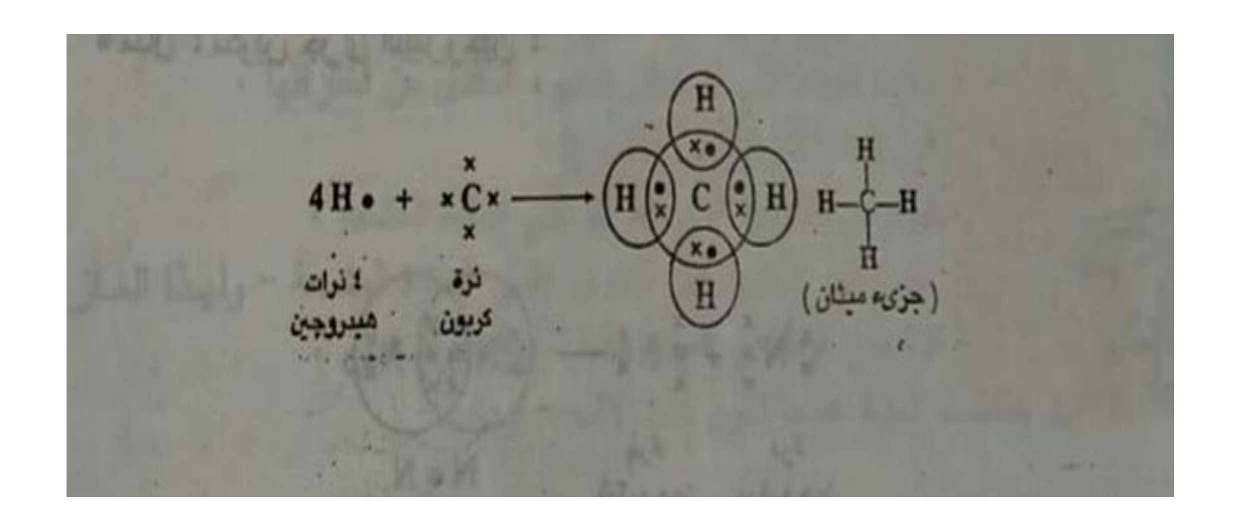
وبذلك تكون ذرة النتروجين في النشادر ثلاثية التكافؤ كالاتي:





- **ارتباط ذرة عنصر بأربعة روابط تساهمية احادية مع اربع ذرات اخرى لعنصر اخر:**

مثال : تكوين جزئ الميثان : وفيه تكون ذرة الكربون اربعة روابط تساهمية مع اربعة ذرات هيدروجين . وبذلك تكون ذرة الكربون في الميثان رباعية التكافؤ.



الرابطة التساهمية الثانية "المذدوجة :

وفيها تشارك كل ذرة من الذرتين بالكترونين ، وبذلك تتكون رابطة تساهمية ثنائية (مزدوجة) بين الذرتين ويرمز لها بالرمز (=).

مثال : تكوين جزين الأكسجين :

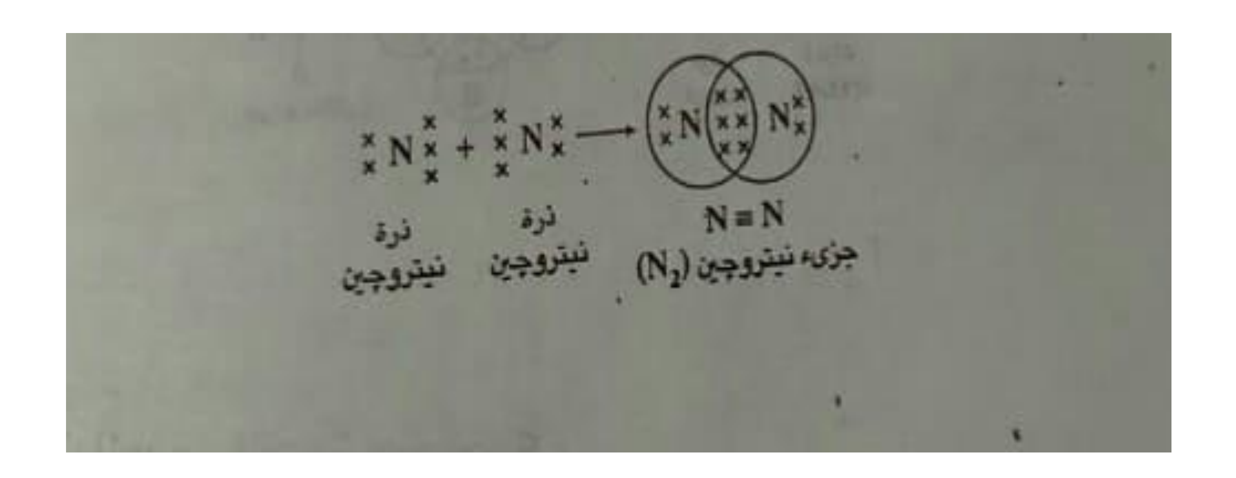
(O = O)

ذرة أكسجين ذرة أكسجين جزيء أكسجين (O_2)

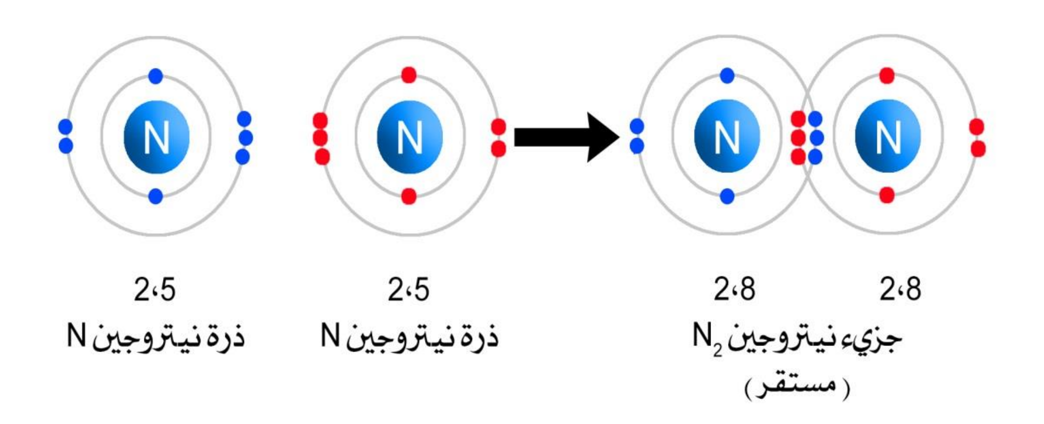
الرابطة التساهمية الثلاثية :

وفيها تشارك كل ذرة من الذرتين بثلاثة الكترونات ، وبذلك تكون ثلاث روابط أحادية تساهمية بين الذرتين ويرمز لها بالرمز (=) وتسمى هذه الرابطة بالرابطة التساهمية الثلاثية .

مثال : تكوين جزين النيتروجين :



N ≡ N
ذرة
نيتروچين
ذرة
نيتروچين
جزيء نيتروچين (N_2)



N
N
N
N
2،5
ذرة نيتروجين N
2،5
ذرة نيتروجين N
2،8
2،8
جزيء نيتروجين N_2
(مستقر)

النشاط الإشعاعي
RADIOACTIVITY

في عام ١٨٩٨، تمكن بييركوري و زوجته Pierre Curie من اكتشف مادتين لهما خاصية الاشعاع هما البولونيوم polonium والراديوم radium .

ولقد ادت تجاربهما الى فصل هذين العنصرين في حالة نقية تقريبا واعتبرت هذه التجارب نواة لعلم جديد يعرف حاليا بالنشاط الاشعاعي وتتلخ خواص الأشعة المنبعثة من عينة للراديوم فيما يلى :

1. **تؤثر في الغازات فتجعلها موصلة للتيار الكهربائي .**
2. **تؤثر على بعض المواد مثل كبريتيد الزنك وتنجستات الكالسيوم وتسبب اضائتها .**
3. **تؤثر على اللوحة الفوتوغرافية مثل الضوء المادي .**
4. **تنفذ خلال طبقات المادة التي لا يتمكن الضوء العادي من اختراقها .**
5. **تنتج حرارة في المادة التي تمتص الاشعاع .**
6. **تنتج غاز الهليوم في الأنبوبة التي تحتوي على المادة المشعة .**
7. **تتج غاز الرادون في الأنبوبة التي تحتوي على المادة المشعة ـ ولهذا الغاز القدرة على الاشعاع باركا في النهاية مادة شبيهة بالرصاص .**
8. **تقتل الكائنات الحية عندما تكون شدة الإشعاع قوية .**

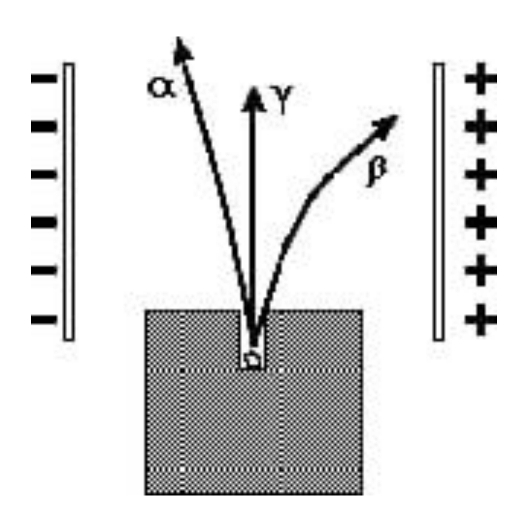
ويعتبر عنصر اليورانيوم من العناصر التي لها قدرة على انبعاث اشاع يحدث الظواهر السابقة ، وكذلك أملاح اليورانيوم المختلفة .

والنشاط الاشعاعي لا يتوقف على درجة الحرارة أو مصدر المادة وطريقة الحصول عليها ، ويعرف انبعاث الاشعاع من هذا النوع باسم ظاهرة النشاط الاشعاعي . وقد تم اكتشاف اكثر من أربعين عنصرا وكلها سواء في الحالة النقية او في صورة مركبات تشع اشعاعا مميزا بطريقة ذاتية دون اى تأثير من مؤثر خارجي واثناء دراسة قوة نفاذ penetrating power انواع الاشعاع المنبثة من العناصر ذات النشاط الاشعاعي الطبيعي توصيل وذر فورد في عام ١٨٩٩ Rutherford الى تقسيم انواع الاشعاع الى قسمين نطلق عليهما أشعة الفا Rutherford alpha الى تقسيم انواع الاشعاع الى قسمين نطلق عليهما شعة الفا alpha واشعة بيتا Beta rays •

وبعد ذلك اضافة بيركپورى P.CURE أن بعض الأشعة المنبعثة لا تنحرف تحت تأثير مجال مغناطيسي وثبت بعد ذلك أن لهذه الاشعة (التي اشاراليها بيركيورى) قوة نفاذ كبيرة جدا ومميت بأشعة جاما ، ويمكن القول بطريق تقريبية انها ذات قوة نفاذ تساوى من ١٠ الى ١٠٠ مرة قدر قوة نفاذ اشعة بيتا التي تساوى ١٠٠ مرة قدر قوة نفاذ اشعة الفا .

ويمكن تمييز انواع الاشعاع الثلاثة المذكورة بطريقة سهلة وذلك بملاحظة ما يطرا عليها من تغيير تحت تأثير مجال مغناطيسي : لا تتأثر اشعة جاما وتنحرف الشيعة بيتا في اتجاه يدل على انها تحمل شحنة سالبة) بينما تتمرن اشعة الفا في اتجاه مضاد لاتجاه الشيعة بيتا يدل على شحنتها الموجبة .

وللأشعة الثلاثة القدرة على احداث تأين في الهواء بدرجات مختلفة ، ومن هذه الوجهة يعتبر اشعة الفا اكثرها تأثيرا اذ تبلغ قوتها حوالى ١٠٠ مرة قدر اشعة جاما في أحداث التأين الغازي



.

والجدول التالي يوضح الفروق بين اشعة الفا وبيتا وجاما .

	أشعة الفا Alpha rays	اشعة بيتا Beta rays	اشعة جامعة Gamma rays
الرمز	A	B	y
طبيعتها	نواة ذرة الهليوم	الكترونات سريعة الحركة	أشعة كهرومغناطيسية y
الشحنة الكهربائية	موجبة (+ ٢)	سالبة (-١)	متعادلة
القدرة على احداث تأين في الهواء	كبيرة	قليلة	لا تسبب تأينا بطريقة مباشرة
السرعة	ار٠ من سرعة الضوء	٢*$١٠^{١٠}$ سم/ثانية	٣ * $١٠^{١٠}$ سم/ثانية

- النشاط الاشعاعي الطبيعي: **Natural Radioactivity**

تشع العناصر ذات النشاط الإشعاعي الطبيعي ثلاثة أنواع من الأشعة لو الجسيمات وهي اشعة الفا وبيتا وجاما وتكون النظائر المشعة الطبيعية ذات شحنات نووية مرتفعة كما ان رقم الكتلة فيها كبير ، وتقع معظم العناصر ذات النشاط الاشعاعي في المنطقة ذات الرقم الذري من (٨١ إلى ٩٢)

ويعتبر النشاط الاشعاعي ناتجا من الانحلال الطبيعي للذرات ذات النوايا غير الثابتة ، ولا يتوقف معدل انحلال عنصر ما على درجة الحرارة او الشنط او طريقة الاتحاد الكيميائي (في احدى مركباته) ويلاحظ أن وزن العنصر ذو النشاط الاشعاعي الذي يتحلل في فترة ما يتوقف فقط على الوزن الذرى الذى اخذ في بدء التجربة .

ولقد توصل رذرفورد Rutherford وسودى Soddy لنظرية الانحلال الناتج عن النشاط الاشعاعي radioactive disintegration وجاء فيها ان ذرات العناصر ذات النشاط الاشعاعي على عكس العناصر تتحلل ذاتيا ويصعب هذا الانحلال خروج اشعة الفا او بيتا وتتكون بذلك ذرات عنصر جديد في خواصه الطبيعية والكيميائية عن العنصر الأول ، وقد يكون العنصر الجديد(الثاني) غير ثابت التركيب فيشع بدوره جسيمات الفا او بيتا فيتكون عنصر ثالث وهكذا .

- **التحولات النووية : Nuclear Transmutations**

في عام ١٩١٩ قلم رزرفورد بأول محاولة ناجحة لتحويل نواة عنصر الى نواة عنصر أخر وتتلخص العملية التي أجراها في إمرار اشعة الفا السريعة في غاز الأزوت فنتج عن ذلك بروتونات تشأ عن تصادم جسيمات الفا بنواة الازوت وذلك تبعا لتفاعل توضحه المعادلة التالية :

$$^{14}_{7}N+\,^{4}_{2}He \rightarrow \,^{17}_{8}O +\,^{1}_{1}H$$

وقام رذر فورد و شادويك (١٩٢١- ١٩٢٢) بتجارب مماثلة تشير الى ان جميع العناصر التي تقع بين البورين والبوتاسيوم ماعدا الكربون والأكسجين تظهر فيها ظاهرة التحول النووي .

الطـــاقة

هي القدرة على أداء شغل ويوجد نوعان من الطاقة ، طاقة حركية وطاعة كامنة . فالطاقة الحركية هي طاقة الحركة مثل طاعة قنبلة المدفع المنطلقة او الرياح القوية او المياه المتساقطة او الجارية. أما الطاقة الكامنة فهي الطاقة المختزنة او طاقة الوضع فلديناميت له طاقة كامنة وعندما ينفجر تصبح طاقة حركية ، والصخرة المستقرة على قمة جبل لها طاقة كامنه وعندما تسقط من حافة الجبل تصبح طاقتها حركية ، وليس معنى هذا أن الطاقة الكامنة تتحول الى طاقة حركية فقط بل قد تتحول الطاقة الحركية إلى طاقة كامنة .

- **تحول الطاقة :**

الطاقة لا تفنى ولا تستحدث طبقا لقانون عدم فناء الطاقة الا انه يمكن أن تتحول من نوع الى أخر فمثلا الطاقة الكامنة امام خزان اسوان تتحول الى طاقة حركية وعند مرور الماء خلال التوربينات تنتاج الكهرباء وبذلك تتحول الطاقة الحركية الى طاقة كهربائية فاذا استخدمت في الأضاءة تكون طاقة ضوئية واذا استخدمت للتسخين تصبح طاقة حرارية او تصبح طاقة ميكانيكية اذا استخدمت هذه الطاقة الكهربائية لإدارة الآلات .

- **الطاقة الذرية :**

ليست كل ذرة مهيأة لتوليد الطاقة والذرات التي تمدنا بالطاقة تسمى باسم الوقود الذرى " مثل ذرات اليورانيوم فاذا اطلق نيوترون على نواة ذرة اليورانيوم يؤدي ذلك إلى تفجير النواة وتحويل جزء من الذرة الى طاقة وبإطلاق نيوترونات جديدة تقتحم بدورها ما يجاورها من نوايا اليورانيوم فتحدث بها تفجيرا مماثلا .وهكذا يتسلسل التفجير ويتتابع حتى تصل نسبة النيوترونات حدا معينا يعقبه انفجار عام في كمية معينة من اليورانيوم - ويتم كل ذلك في جزء ضئيل من الثانية .

وهكذا التفجير الذري له قدرة تدميرية في هذه القنبلة شديدة الفتك وهذه الشدة ليست لقدرتها على القضاء على كل ما يوجد في دائرة قطرها عشرة كيلومترات . ولكن شدتها وقوتها فيما يعقب التفجير من اشعاعات لها قدرة كبيرة على النفاذ، بالإضافة الى مخلفات التفجير الذرى المشعة واثارها الخطيرة على الانسان والحيوان النبات . فمن لم يمت من التدمير قد يموت من اثارة او يعيش مريضا مدة قد تطول الى عدة أسابيع ، وعادة يموت جميع سكان دائرة قطرها ثلاثة كيلومترات وتقل نسبة الوفيات تدريجيا ببعد المسافة بعد ذلك .

هذا ويصحب التفجير وهج له قدرة ضوئية مائة ضعف قدرة اضاءة الشمس ويصيب هذا الوهج بالعمى الدائم لمن يراه على بعد يقل عن خمسة عشر كيلو مترا من الانفجار ، ويصاب الابعد عن هذه المسافة بالعمى المؤقت ، كما تتكون كره من نار قطرها نصف كيلومتر تحول كل ما حولها الى رماد ويمتد تأثيرها الحارق مسافة اربعة كيلومترات .

الحالة الغازية للمادة
Gaseaus State

توجد المواد المختلفة في حالات ثلاث وهي صلبة Solid وسائلة Liquid وغازية Gaseous فالأرض صلبة والماء سائل والهواء غاز . ولكن من الحقائق المعروفة أن الماء لا يوجد فقط في الحالة السائلة بل يمكن الحصول عليه في حالة صلبة (الثلج) Ice وكالة غازية (بخار الماء) Vapour ويتوقف ذلك على الظروف المحيطة بالمادة ولذلك يفضل استخدام الاصطلاحات مادة في الحالة الغازية ومادة في الحالة السائلة ومادة في الحالة الصلبة .

ولما كانت جميع المواد مكونة من جسيمات صغيرة جدا تسمى الجزيئات molecules فإنه يمكن تصور ان الفوارق بين المواد الصلبة والسائلة والغازية يكون مرتبط بقرب هذه الجزئيات من بعضها البعض وكذلك بقوي الربط بين هذه الجزيئات والتي لابد أن تكون أكبر ما يمكن في الحالة الصلبة واقل ما يمكن في الحالة الغازية .

هذا وتتوقف الخواص الطبيعية للمواد على حالة تجميعها State of aggregation وبالتالي يلزم للتعرف على المواد المختلفة التعرف على خواصها الطبيعية والكيميائية مثل الكثافة (كتلة وحدة الحجم) ودرجة الانصهار Melting point ودرجة الغليان Boiling point والصورة البلورية والحرارة النوعية والخواص الضوئية كمعامل الانكسار Refractive index وأثرها على الضوء المستقطب .

ووجد ان حالات المادة التجمعية الثلاث التحقق جمعاء عند بعض المواد فمثلا لا يمكن الحصول على كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ في الحالتين السائلة والغازية والسبب في ذلك يرجع الى ان مادة carbonate.Calcium تتفكك اثناء التسخين الى أكسيد كالسيوم CaO وثاني اكسيد الكربون CO_2 قبل أن تنصهر أو تتبخر كما أن أكسيد الكالسيوم غير طيار عملها، الا انه ن الحية اخرى وتحت ظروف معينة يمكن ان تتواجد ال في آن واحد في الحالتين او حتى في: ثلاث حالات . وعموما فإن كل مركب كيميائى او اى مادة بسيطة يأخذ شكلا ولحور

في الحالة الغازية ولخر في الحالة السائلة اما في الحالة الصلبة فقد تظهر المادة الواحدة في شكلين او ثلاثة أشكال أو أكثر (التحور او تغير الشكلModification) حيث تختلف هذه الأشكال في البناء الداخلي والخواص ويطلق على ظاهرة وجود عدة اشكال للمركب المحروس او المادة البسيطة السم تعدد الاشكال Polymorphism ويتوقف ذلك على درجة الحرارة والضغط . هذا ويسمى الانتقال من شكل البنى اخر في الحالة الصلبة بالتحول المتعدد الأشكال او بالانتقال .

وعموما فالحالات التي توجد عليها المواد النقية هي :

أ- الحالة الصلبة : The solid state

وهي الحالة الأولى من حالات المادة سواء بلورية Crystaline او غير بلورية non crystaline ومن أهم مميزات المدة الصلبة أن لها شكل محد وحجم مميز :

ب- الحالة السائلة : The Liquid state

وهذه هي الحالة الثانية من حالات المادة الا ان السائل يختلف تماما عن الغاز في أن له حجم محدد وليس له شكل معين ويوقف شكل السائل على شكل الاناء الذي يوضع فيه هذا السائل : هذا ويلاحظ أن السائل يشبه الغاز في انه يأخذ شكل الاناء الذي يوضع فيه ولكن هناك فارق عام وهو من الغاز ليس له سطح بالمرة لما المائل فله سطح يوضع الحجم الذي يشغله ولهذا السطح اهمية كبرى لما له من علاقة بالصفات المميزة السوائل مثل الجنب السطحي . كذلك يجب الاشارة الى أن المادة في الحالة العائلة أكثر كثافة من المادة في الحالة الغازية .

ج- الحالة الغازية : The gaseous state

وهي أحدى خالات المادة الثلاث (الصلبة والسائلة والغازية) والتي تتميز بالتجانس في السلوك والبساطة ومن اهم مميزات الغازات لها ليست ذات شكل معين او حجم معين ، صغر كثافتها ولزوجتها وسهولة انتشار جزيئاتها بانتظام في اي فراغ توجد فيه الا أن شكل الغاز وحجمه في الواقع عبارة عن شكل وحجم الزناء الذي يوجد فيه الغازه وتتوقف الحالة التي توجد فيها المادة عادة على درجة الحرارة ، ويمكن القول بوجه عام أنه كلما ارتفعت درجة الحرارة كلما كان الحال وجود المادة في الحالة الغازية كبيرا ، وكلما انخفضت درجة الحرارة كلما زاد احتمال وجود المادة في الحالة السائلة ثم الصلبة .

الحالة الغازية : The Gaseous state

تعتمد الحالة الغازية على عوامل ثلاثة مؤثرة هي الضغط (p) والحجم (V) ودرجة الحرارة للغاز (T) وتحكم العلاقة بين هذه العوامل الثلاث قوانين الغازات والتي سوف تتناولها بعد معرفة الخواص العامة للغازات .

<u>اولا : النوع العامة للغازات General Properties of Gases</u>

تمتاز الغازات بصفات وخواص معينة ادت الى استنتاج نظرية هامة ام بتركيب المادة . وعموما تتلخص الخواص العامة للغازات في النقاط الأتية :

١. جزيئات الغاز في حالة حركة عشوائية مستمرة:

The arrangement of molecules at any time is random or disorderly :

وهي في حركتها تتصادم مع بعضها البعض كما تتصادم مع جدار الإناء الذي يحتويها ، هذا ويمكن ادراك أن جزيئات الغاز في حالة حركة مستمرة وعشوائية من خلال دراسة الحركة البراونية Prownian movement فاذا وجهنا كمية من الدخان المتصاعد من شمعة - داخل صندوق جوافيه من الزجاج - بواسطة منفاخ من المطاط ثم تعريض الصندوق لضوء شديد وفحص مكونات الصندوق مكروسكوبيا فإننا نرى جزيئات ورقائق الكربون (الدخان) تحرك حركة عشوائية غير منتظمة ومستمرة في جميع الاتجاهات والتي تعرف بالحركة البراونية والتي ترجع الى الظالم الانجليزي براون وهو عالم نبات والذي اكتشف ان حبوب اللقاح المعلقة في الماء تتحرك حركة عشوائية عام ١٨٧٩م، ثم استطاع العالم

الانجليزي وليم راخرى عام ١٨٧٩م. أن يضع تفسيرا للحركة البراونية في السوائل والغازات .

٢. **ان ما يساعد جزيئات الغاز على الحركة بحرية تامة هو وجود معاقات بينية كبيرة جدا بين جزيئاتها (الحركة الجزيئية للغازات. ويمكن ملاحظة هذه الحركة عند وضع مخبارا مملوءا بغاز بغاز النشادر NH_3 فوق مخبار أخر مملوء بغاز كلوريد الهيدروجين HCl فتتكون سحب بيضاء عند مؤهة المختارين ثم تنتشر هذه المحب (كلوريد الأمونيوم NH4Cl) ببطء في المخبارين انتشارا متجانسا في كلا الاتجاهين الى اعلى والى اسفل خلال المسافات الجزيئية بين جزيئات كلوريد الهيدروجين وجزيئات النشادر التكوين كلوريد الأمونيوم .**

٣. **يمكن النظر الى الغاز باعتباره مادة توزع نفسها بانتظام في الفراغ الذي توضع فيه بصرف النظر عن كمية الغاز او حجم الفراغ مادام الأخير يبلغ احنا لا يسمح بحدوث عملية التكثيف Condensation الى سائل وتعرف هذه الخاصية بالانتشار diffusion . هذا ويلاحظ أن انتشار الغاز في اناء ما يحدث سواء كان الاناء فارغا أو محتويا على كمية من غاز اخرها ولذلك وقال ان الغاز ينتشر في الفراغ أو في غاز الخر (بشرط عدم حدوث تفاعل من الغازات وتكون نتيجة ذلك الحصول على مخلوط متجانس من غازين الى اكثر) بالرغم من اختلاف كل من هذه الغازات في الكثافة وفي خواصها الكيمائية ومما لا شك فيه أن عملية الانتشار هذه تكون اسرع بكثير من عملية الانتشار في حالتي السوائل والمواد الصلبة .**

٤. **انه يلزم لكي يحدث تغير ملموس في حجم كمية معينة من مادة سائلة او صلبة استخدام ضغط كبير بينما يقل حجم المادة الغازية الى حد كبير عند زيادة الضغط .**

٥. **تختلف الغازات بدرجة كبيرة عن السوائل والمواد الصلبة في أن بعض خواصها لا تتوقف على طبيعتها الكيميائية ويمكن التعبير عن هذه الخواص بقوانين عامة (قوانين الغازات واهم هذه الخواص القابلية للضغط compressibility ويعبر عن هذه الخاصية قانون بويل Boyle's law وخاصية التمدد الحراري Thermal exponsibility ويعبر عنها قانون اشارل Charle ' s law وكذلك للغازات القدرة على التفاعل كيميائيا بنسب حجمية بسيطة ويفسر هذه الظاهرة قانون جاى لوساك s law Gay lussac' وبشكل اخر فعند دراسة قوانين الغازات فانه يلزم ان تراعي ثلاثة متغيرات هي :**

أ- حجم الغاز (V) ب - درجة حرارته (T) ج- الضغط الواقع عليه (P)

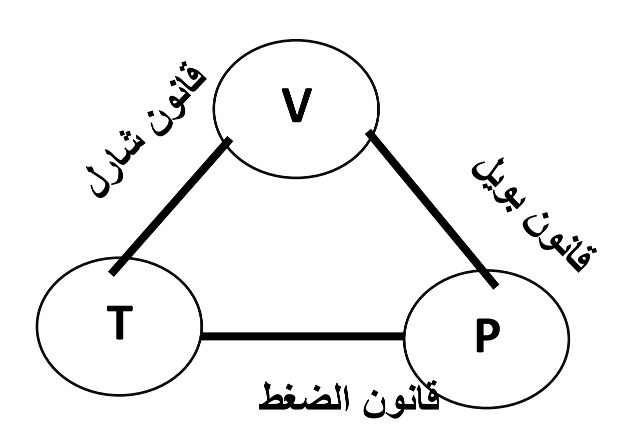
ويستلزم ذلك أن نوجد العلاقة بين اثنين من هذه المتغيرات مع تثبيت الثالث كما يلي : -

أ. **العلاقة بين حجم كمية معينة من غاز والضغط الواقع عليها عند ثبوت درجة حرارتها يعرف " بقانون بويل" Boyle' s law**

ب. علاقة بين حجم كمية معينة من غاز ودرجة حرارتها عند ثبوت خط الواقع عليها يعرف بقانون شارل **Charles' s law**

ت. العلاقة بين ضغط كمية معينة من غاز ودرجة حرارتها ثبوت حجمها يعرف بقانون الضغط **Pressure' s law**

اما القانون الذي يربط المتغيرات الثلاثة ببعضها فيسمى القانون المقام للغازات . هذا ويطلق على المادة الغازية التي ينطبق عليها قانون بول وقانون شارل وجاى لوساك وقانون الوجادرو بالغاز الكامل او النموذجي او المثالثى **Ideal(perfect) gas**



١. <u>قانون بويل **Boyle' s law**</u>

وهو القانون الذي بين العلاقة بين حجم الغاز وضغطه عند ثبوت درجة حرارته وينص القانون على ان الحجم (V) الذي تشغله كمية معينة من غاز ما تتناسب تناسبا عكسيا مع الضغط الواقع عليه (P) عند ثبوت درجة الحرارة "بشرط الا يحدث اي تغيير على التركيب الجزئي" للغز اثناء العملية بمعنى آخر انه لا يحدث انحلال **dissociation** او تجمع **polymerization** في جزيئات الغاز

"The volume of certain amount of gas is inversely proportional to the pressure a constant temperature"

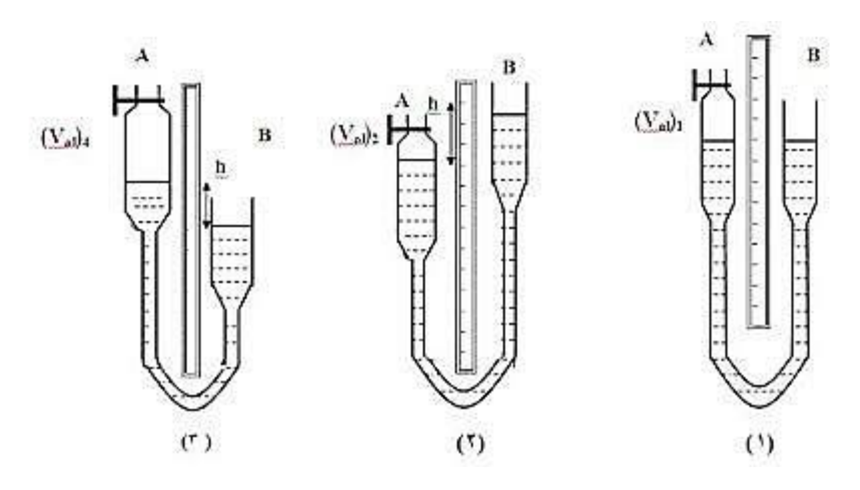
ويعبر عن القانون رياضيا كالاتي :

ح α $\frac{أ}{ض}$ عند ثبوت درجة الحرارة $v \alpha \frac{1}{p}$

حيث ح (V) = الحجم ، ض (P) تساوى الضغط وبمعنى أخر يمكن القول بأنه عند ثبوت درجة الحرارة:

يكون حاصل ضرب حجم كتلة معينة من غاز x ضغطه = مقدار ثابت = P×V Constant

ويختلف هذا الثابت باختلاف درجة الحرارة وكالة الغاز وطبيعة الغاز ، ويستخدم لتحقيق هذه العلاقة عمليا الجهاز المسمى بجهاز بويل Boyleوالموضح بالشكل التالي :



جهاز بويلBoule

ويتركب الجهاز من انبوبتين من الزجاج ا، ب يتصلان بواسطة

أنبوبة من المطاط (ج) . وتحتوي الانبوبتان على كمية من الزئبق محمولتان على قاتم راسى مثبت على قاعدة أفقية ترتكز على ثلاثة مسامير لضبط افقية القاعدة لكي يصبح القاتم راسيا تماما ، ويلاحظ على الأنبوبتين أ، ب الأتي :

١- الأنبوبة (أ) ثابتة ويوجد اعلاها الصنبور (د) وهي مدرجة ويبدأ صفر التدريج من اعلى وبالتالي فهي تشبه سحاحة مقلوبة .

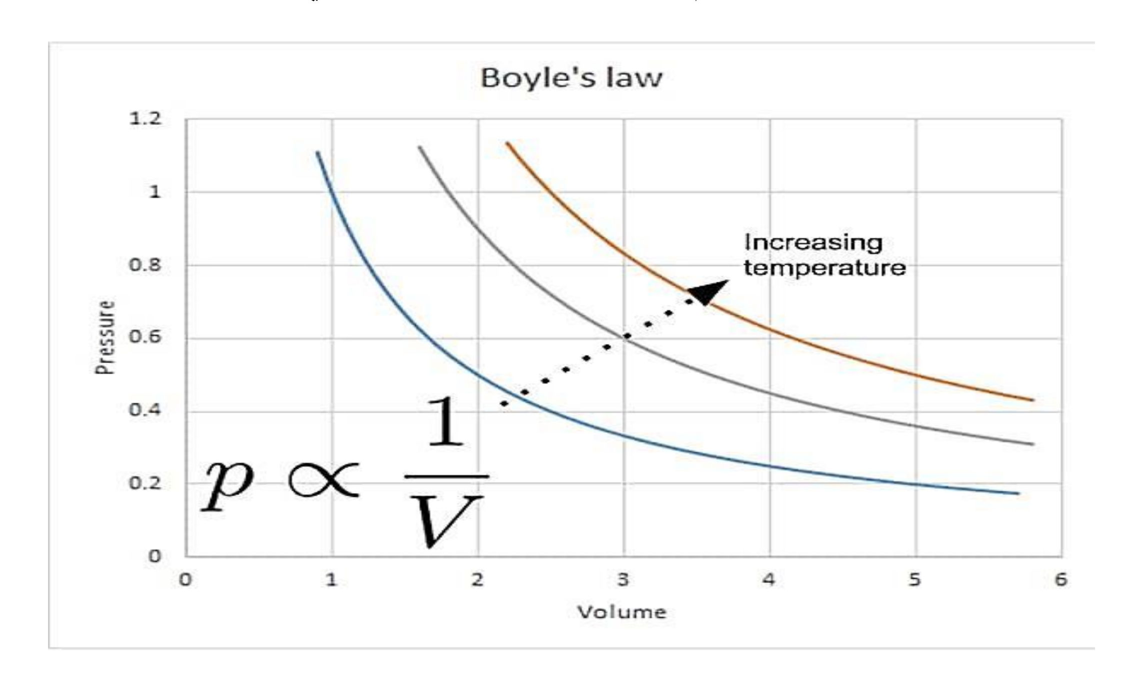
٢- الأنبوبة (ب) مفتوحة وقابلة للحركة رأسيا الى اعلى والى اسفل امام مسطرة راسية على طول القائم الراسى .

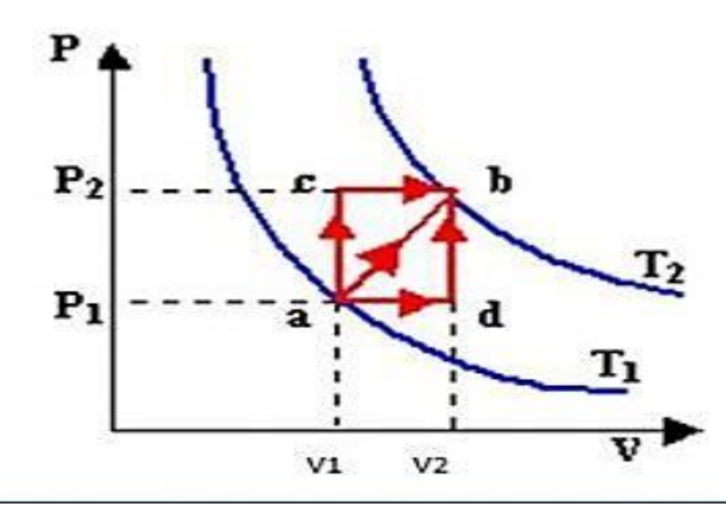
ولتحقيق قانون بويل Boyle 's law عمليا تتبع الخطوات التالية :

1. **تفتح الصنبور (د) ، فيصبح ضغط الهواء في الانبوبتين مساويا للضغط الجوي ويتخذ الزئبق فيهما مستوى افقيا واحدا، نحرك الأنبوبة (ب) الى اعلى او الى اسفل حتى يصبح سطح الزئبق في الأنبوبة (أ) عند منتصفها تقريبا ويظل سطح الزئبق في الانبوبتين في مستوى افقى واحد وعندئذ نغلق الصنبور (د) وتقيم حجم الهواء المحبوس اعلى سطح الزئبق في الأنبوبة (أ) وليكن (V) . ونقيس الضغط الجوي بواسطة البارومتر فيكون هو ضغط الهواء المحبوس (P) •**
2. **تحرك الأنبوبة (ب) الى اعلى فيرتفع سطح الزئبق في الأنبوبتين ويصبح سطحه في الأنبوبة (ب) اعلى منه في الأنبوبة (أ) بمقدار المسافة (h_1) ثم نقيس حجم الهواء المحبوس في الأنبوبة (أ) وليكن (V) ثم يحسب ضغط الهواء المحبوس (P_1) •**

٣. يكرر العمل السابق عدة مرات وتلك بتحريك الأنبوبة (ب) الى اسفل فينخفض مسطح الزئبق في الأنبوبتين ويصبح سطحه في الانبوبة (ب) منخفضا عنه في الأنبوبة (أ) ، ثم نقس حجم الهواء المحبوس وليكن (V_2) وكذلك ضغطه وليكن P_2 ويكرر ذلك عدة مرات .

٤. ترسم خطا بيانيا يوضح العلاقة بين كل من الحجم (V) ومقلوب الضغط 1 فيظهر على شكل خط مستقيم يمر امتداده بنقطة الأصل كما في الشكل





ومن هذه العلاقة يكون حجم مقدار معين من غاز يتناسب تناسبا عكسيا مع ضغطه عند ثبوت درجة حرارته وبالتالي يمكن القول بان :

$$P_1V_1=P_2V_2 = constant$$

وحيث أن ثابت التناسب واحد في الحالتين لأن درجة الحرارة ثابته .

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

وذلك على اعتبار ان (V_1) تساوى حجم كتلة معينة من الغاز عندما يكون الضغط (P_1) وان (V_2) تساوى حجم نفس الكتلة من نفس الغاز . عندما يتغير الضغط ويصبح P_2 وذلك في نفس درجة الحرارة ، هذا ويتضح فائدة قانون بويل في امكان حساب حجم الغاز تحت ضغط معين اذا عرف حجم الغاز تحت ضغط اخر . .

مثال/١ : تشغل كتلة معينة من الغاز حجما قدرة ٢٤٠ ملليلتر تحت ضغط ٢٥ ر٢: جوى . ما هو التغير الذي يطرا على الحجم عندما يصبح الضغط ٧٥ جوى في نفس الدرجة من الحرارة . وما هو الحجم اذا استعملت كمية من الغاز تساوى ثلاثة أمثال الكمية الأولى وتحت ضغط ٧٥ جوي .

الحل :- اذا كان V_1 هو الحجم عندما يكون الضغط 0.75 فانه تبقا لقانون بويل ..

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

$$\frac{V1}{240} = \frac{225}{0.75}; \mathbf{V1} = \frac{240x225}{0.75} = 720 \text{ ml}$$

أي أن الحجم قد زاد بمقدار = ٧٢٠-٢٤٠=٤٨٠ مل

وبما انه في درجة حرارة ثابتة وتحت ضغط معين يتناسب حجم الغاز تناسبا طرديا مع كتلته ويتبع ذلك أن ازدياد الكتلة الي ثلاثة امثالها يؤدي الي ازدياد الحجم بنفس النسبة . اى أن الحجم في حالة الكتلة الجديدة وتحت ضغط ٧٥ جوي يساوى ٧٢٠ × ٣ = ٢١٦٠ مليلتر .

ويوضح الجدول التالي العلاقة بين الحجم والضغط في تجربة اجراها بويل :-

الحجم (V)	الضغط (P)	P*V
٤٨	١.٠٠	٤٨.٠
٤٦	٠.٠٥	٤٨.٣
٣٨	١.٢٧	٤٨.٣
٣٠	١.٦٢	٤٨.٦
٢٣	٢.١٠	٤٨.٣
١٨	٢.٦٢	٤٨.١
١٥	٣.٢٠	٤٨.٠
١٣	٣.٧٠	٤٨.٦

ويلاحظ من هذا الجدول ان الفرق الضئيل في قيمة P x V في التجارب المختلفة يدخل في نطاق خطة التجربة اي ان حاصل ضر ب

P x V = مقدار ثابت　　　　**PV=constant**

مثال /٢:- ملئت بالونه بالهواء حتى صار حجمها ١٥٠ سم٣ في يوم كان فضغط الجوي فيه٧٦ سم/ زئبق احسب حجم هذه البالونه في اليوم التالي اذا سجل البارومتر نقصنا في الضغط ١سم/زئبق ويفرض عدم تغير درجة الحرارة .

$P_1V_1 = P_2V_2$

$76x150 = (76-1)\ V_2$

$V_2 = \frac{76x150}{75} = 152\ cm^3$

حجم البالونه في اليوم التالي = 152 سم^3

٢- قانون شارل سنة ١٧٨٧ اوجاى لوسك منة ١٨٠٢ : - Charle's law and Gay-Lussac's law

يصف هذا القانون والذي توصل اليه كل من :Charle١٧٨٧وجاى لوساك (GayLussac١٨٠٢) على حدة - التغيرات في حجم الغاز عند الغير درجة الحرارة وذلك عند ثبوت الضغط وينص القانون على انه اذا ثبت الضغط فان حجم كتلة معينة من الغاز يزداد بمقدار $\frac{1}{273}$ من حجمه على درجة الصفر المئوي لكل درجة ترتفعها درجة حرارة الغاز .

اي ان قانون شارل وجاى لوماك يعالج التغير في حجم الغاز عند تغيردرجة الحرارة وثبوت الضغط •

"At constant presures, the volume of a certain amount of the gas increases by 1/273 from its volume at 0°C for each rise in its temperature by one degree"

وبمعنى آخر : عند ثبوت الضغط يتناسب حجم ثلة معينة من غاز تناسيا طريا مع درجة حرارته المطلقة •

حيث v = الحجم ، T= درجة الحرارة المطلقة T&v أي أن

"At constant presurs, the volume of a certain amount of a gas is directly proportional to its obsolute temperature"

اى انه تحت الضغط الثابت يتمدد او ينكمش حجم كتلة معينه من اى غاز بنفس الكمية اي بمقدار ثابت يساوي جزء من حجمه في درجة الصفر المئوى اى ١/٢٧٣ من حجمه في درجة الصفر المئوي عند ارتفاع (او انخفاض) درجة حرارته درجة واحدة مئوية •

فاذا كان الحجم الذي يشغله وزن معين من غاز في درجة الصفرالمئوي هو Vo فان الحجم الذي يشغله نفس الوزن في درجة t°C يساوى Vt . أي أن حجم كتلة معينة من الغاز في درجة t°C يساوى الحجم الذي تشغله نفس الكتلة من الغاز في درجة الصفر المئوى مضافا اليه مقدار التمدد الذي طرا نتيجة ارتفاع درجة الحرارة من الصفر المنوي إلى درجة t°Cدرجة مئوية . هذا ويلاحظ ان معامل التمدد الحجمى ثابت في جميع الغازات

عندما يكون سلوكها نمونجيا او مثاليا وهو يساوى ٠,٠٠٣٦٦و لكل درجة واحدة مئوية اى ١/٢٧٣ لكل درجة ولدة مئوية .

اي ان الحجم على درجة حرارة TCيمكن حساب من المعادلة :

$$Vt=Vo+t\left(\frac{Vo}{273}\right)$$

$$Vt=Vo٢٧٣\left(\frac{t}{273}+1\right).......(1)$$

حيث vo = الحجم على درجة الصفر المئوى .

Vt = الحجم على درجة حرارة t°C

كما ان حجم كتلة معينة من الغاز يقل بمقدار١ /٢٧٣ من حجمه على درجة الصفر المئوي لكل درجة تنخفضها درجة حرارة الغاز درجة واحدة مئوية اى ان الغاز على درجة-٢٧٣° ينعدم حجمه تماما، وهذا على اساس ان الغاز على الدرجة لن يتحول الى مسائل او صلب ودرجة الحرارة - ٢٧٣هي درجة حرارة الصفر المطلق (درجة الصفر على تدريج كلفن) فاذا كانV_1 هو حجم كتلة معينة من غاز على درجة حرارة t_1 .

و V_2 هو حجم نفس الكتلة من الغاز على درجة حرارة t_2 فانه من المعادلة (١) •

$$V_1 = V_0\left(\frac{t_1}{273}+1\right)...........(2)$$

$$V_2 = V_0\left(\frac{t_2}{273}+1\right)...........(3)$$

وبقسمة المعادلة (٢) على (٣) تكون قيمة :

$$\frac{V1 = V0\left(\frac{t_1}{273}+1\right)}{V_2 = V_0\left(\frac{t_2}{273}+1\right)} = \frac{\frac{t_2+273}{273}}{\frac{t_2+273}{273}}$$

وبالاختصار تصبح قيمة :

$$\frac{V1}{V2} = \frac{t1+273}{t2+273}$$

واذا فرضنا أن هناك مقياسا جديدا للحرارة حيث يكون مقدر الدرجة على هذا المقياس مساويا للدرجة المئوية (اى على المقياس Centigrade degree ولكن يكون الصفر اقل

من الصفر على المقياس المئوى بمقدار٢٧٣ درجة اى ان الصفر على المقياس يقابل د ٢٧٣ على المقياس المئوي، وبالتالي فان درجة الحرارة على المقياس الجديد T ويمكن حسابه او معرفتها بإضافة ٢٧٢ الى الدرجات المنوية كالاتي :

$$T=273 + t$$

وتعرف درجات الحرارة على هذا المقياس الجديد بدرجات الحرارة المطلقة Absolute temperatures لان هناك الكثير من الأسباب مؤدى الى الاعتقاد بأن درجة الصفر على المقياس الجديد (المطلق هي قل درجة حرارة يمكن الوصول اليها وهي الدرجة التي عندها يكون حجم قلة معينة من غاز يساوى تقريبا صفر (اى انعدام الحجم) وبالتالي فانه يمكن الاستفادة من تعريف درجة الحرارة المطلقة والحصول من المعادلة (٤) على المعادلة الاتية :

وحيث ان :

$$\frac{V1}{V2} = \frac{t1}{t2} \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots.(5)$$

$$T1=273 + t_1 \ (a)$$

$$T2=273 + t_2 \ (b)$$

$$\frac{V1}{V2} = \frac{t1}{t2}$$

$$::\frac{V1}{V2} = \text{Constant}$$

ويتضح من ذلك ان الحجم الذي يشغله وزن معين من اي غاز نموذجي عند ثبوت الضغط يتناسب طرديا مع الدرجات الحرارة المطلقة .

هذا ويستعمل الرمز. K° اى درجات كلفن Degree Kelvin للدلالة على الدرجة المطلقة وذلك تخليدا الى العالم Lond Kolvin والجدول التالي يبين درجات الحرارة المئوية وما يقابلها على المقياس المطلق وحجم الغاز في درجات الحرارة المختلفة :-

t°C	(V)	(T) (Kelvin)
273	546	$546 = T_1$
100	373	$373 = T_2$
1	274	$274 = T_3$
0	273	$273 = T_4$
-1	272	$272 = T_5$
-100	173	$173 = T_6$
-273	0	$0 = T_7$

من هنا يتضح أن :-

$T_1 = L°C + 273$

$T_1 = 273 + 273 = 546 \, K°$

$T_2 = 273 + 100 = 274 \, K°$

$T_3 = 273 + 1 = 274 \, K°$

وقد ادت درجة العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة الى استنتاج امرين :

الأول : ان العينة الغازية عند تبريرها الى درجة ـ ٢٧٣° تنكمش بمقدار٢٧٣÷٢٧٣ من حجمها في درجة الصفر المئوي او بعبارة أخرى لا يشغل الغاز اى حجم بالمرة عندما تصل درجة حرارته إلى .273°C -

ويصبح حجم الغاز يساوى صفر الا انه في الحقيقة فان جميع الغازات تتحول الى سوائل الغازات تتحول إلى عوائل ثم الى مواد صلبة قبل هذه الدرجة وبالتالي تصبح غير خاضعة لقوانين الغازات

الثاني : ان الحجم لا يتناسب تناسبا طرديا مع درجة الحرارة المئويه ويشير هذا الى اهمية المقياس المطلق لدرجات الحرارة.

مثال: اذا كان الحجم الذي تشغله كتلة معينة من غاز يساوى ٤٠٠ ملليلتر في درجة ١٥ م، ما هي درجة الحرارة التي يصل فيها حجم الغاز الى ٥٠٠ مل علما بان الضغط ثابت في الحالتين •

الحل:

$$\frac{V1}{V2} = \frac{t1}{t2}$$

وحيث أن :-

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{t_1 + 273}{t_2 + 273}$$

$$\frac{400}{500} = \frac{t_5 + 273}{t_2 + 273}$$

حيث :-

$$T_2 + 273 = T_2$$

$$T_2 + 273 = \frac{500 \times 288}{400}$$

$$T_2 + 273 = 360 \, K°$$

$$T_2 = 360 - 273 = 87 \, ° \, C$$

مثال : غاز حجمه في درجة صفر سلزيوس ٤٥٠سم[٣] أحسب حجمه عند درجة ٩١ سلزيوس علما بان ضغط الغاز يظل ثابت .

الحل :

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{t_1}{t_2}$$

$$\frac{450}{V_2} = \frac{273}{273 + 91}$$

$$V_2 = \frac{450x364}{V_2} = 600\ cm3$$

مثال : نصف لتر من الهيدروجين ثم تسخينه من ١٠ درجة سلزيوس الى٢٩٣ درجة سلزيوس احسب حجم الغاز بعد تسخينه علما بان ضغط الغاز يظل ثابتاه...

الحل :

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{t_1}{t_2}$$

$$\frac{500}{V_2} = \frac{273 + 10}{273 + 293}$$

$$V_2 = \frac{500\ x\ 566}{283} = 1000\ cm3$$

مثال : سخنت كمية من غاز من درجة ٢٧ درجة سيلزيوس الى ١٢٧ درجة سيلزيوم مع ثبوت الضغط فزاد حجمها بمقدار ٥ سم[٣] اوجد حجمها الاصلي عند ٢٧ درجة سيلزيوس .

الحل :

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

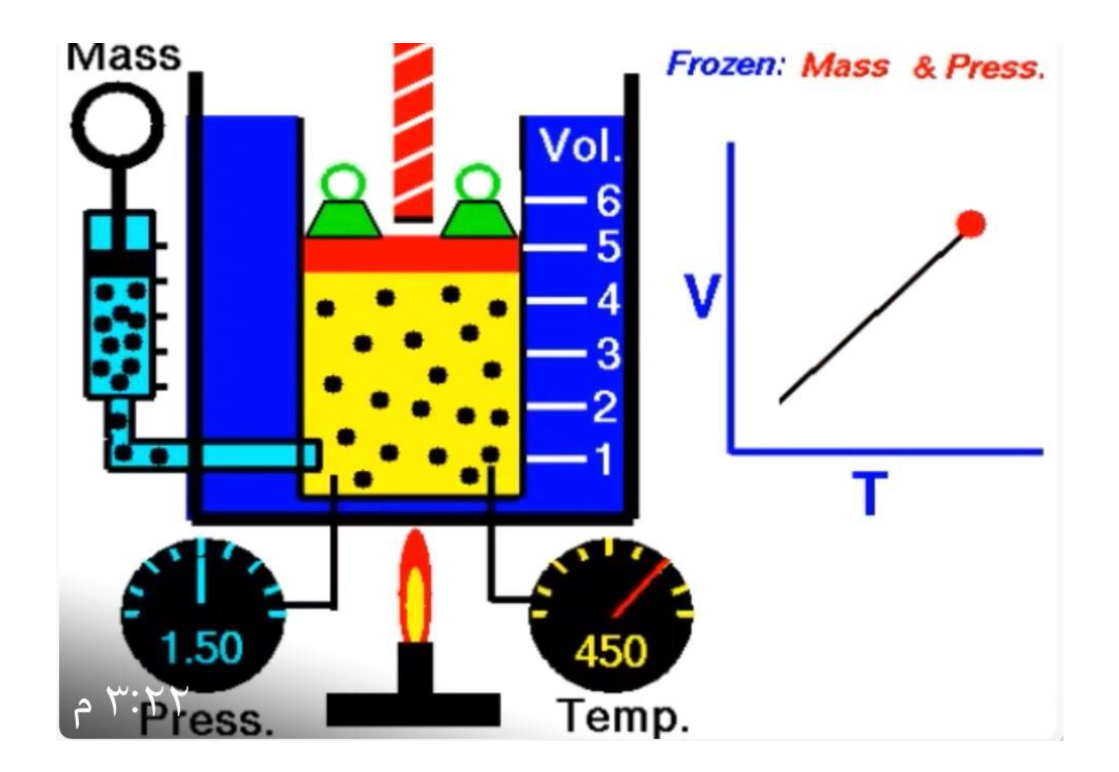
$$\frac{V}{V + 5} = \frac{n + 273}{m + 273} = \frac{300}{400} = \frac{3}{4}$$

$$4V = 3V + 15$$

$$V = 15$$

وهو الحجم الأصلي

ولدراسة العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته عمليا عند ثبوت الضغط (قانون شارل) يستخدم الجهاز المبين بالشكل الأتي:



ويتركب هذا الجهاز من أنبوبة زجاجية منتظمة للمقطع وطولها حوالى ٣٠ سم وقطرها حوالي ١ ملليمتر ومغلقه من لطارئيها، وتحتوى هذه الأنبوبة على قطرة من الزنبق تحبس حجما من الهواء داخل الأنبوبة وقد تمثل هذه القطرة بقطرة من حمض الكبريتيك المركز H_2SO_4con. . وذلك لتجفيف الهواء المحبوس وتثبت الأنبوبة مع ترمومتر على حامل ومن خلفها مضطرة محرجة ، ثم توضع هذه الأنبوبة راسيا وقتها الى اعلى داخل غلاف زجاجى .

ودراسة العلاقة السابقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته عند ثبوت الضغط لتبع الخطوات التالية :

1. **بعد وضع الأنبوبة السابقة في الغلاف الزجاجي، يملئ هذا الغلاف بجليد مجروش أخذ في الانصهار (درجة حرارته صفر سلزيوس) ثم ننتظر وقتا مناسبا حتى يكتسب الهواء المحبوس نفس درجة الحرارة ثم نقيس طول عمود الهواء المحبوس حيث يتخذ هذا الطول مقياسا لحجم الهواه عند درجة صفر سيلزيوس وليكن Vo .**
2. **نفرغ الغلاف الزجاجي من الجليد المجروش والماء ثم يمرر في الغلاف بخار ماء درجة حرارته ١٠٠ درجة سيلزيوم من اعلى الى اسفل ثم انتظر وقتا مناسبا حتى يكتسب الهواء المحبوس نفس درجة الحرارة. ثم نقيس طول عمود الهواء المحبوس ويتخذ هذا المقياس مقياسا لحجم الهواء عند درجة ١٠٠ سلزيوس وليكن v100 .**
3. **يعين معامل التحديد الحجمى (α) عند ثبوت الضغط بالتعويض في القانون .**

$$\alpha = \frac{V_{100} - V_0}{V_0 \times 100} = \frac{1}{273} = 0.00366$$

ملاحظة: وجد عمليا ان معامل التمدد الحجمي للهواء وجميع الغازات له نفس القيمة ويساوى ١/٢٧٣ لكل درجة عند ثبوت الضغط اى يساوى٠.٠٠٣٦٦ .

معامل التمدد الحجمى لغاز عند ثبوت الضغط :

هو الزيادة في وحدة الحجوم من الغاز وهى علد صفر درجة سيلزيوس اذا رفعت درجة حرارتها ١ درجه سلزيوم وذلك عند ثبوت الضغط.

هذا وتتوقف هذه الزيادة في حجم الغاز عند تسخينه وثبوت الضغط على عاملين هما :

- **حجم الغاز الأصلي .**
- **الارتفاع في درجة الحرارة .**

فاذا كان حجم الغاز الاصلي هو Vo عند صفر درجة سلزيوس ثم رفعت درجة حرارته عدد معين من درجات الحرارة وليكن Δ t مع ثبوت الضغط

فإن حجمه يزداد ويصبح Vt وبذلك يكون حجم الغاز قد ازداد بمقدار ΔV

حيث : $\Delta V = Vt - Vo$

وقد ثبت عمليا ان :

- عند ثبوت Δt فين Δva Vo

- عند ثبوت Vo فإن Δva Δt

$\therefore \Delta V \, \alpha \, Vo \, \Delta t$

$\therefore$ **ثابت** $\Delta V = Vo \, \Delta t x$

وهذا الثابت هو ثابت التناسب

ويسمى معامل التمدد الحجمي للغاز عند ثبوت الضغط والذي يرمز له بالرمزα .

$$\alpha = \frac{\Delta V}{Vo \Delta t}$$

وحيث أن $\Delta V = Vt - Vo$

$$\alpha = \frac{Vt - Vo}{Vo \times \Delta t} = \frac{1}{273} = 0.00366$$

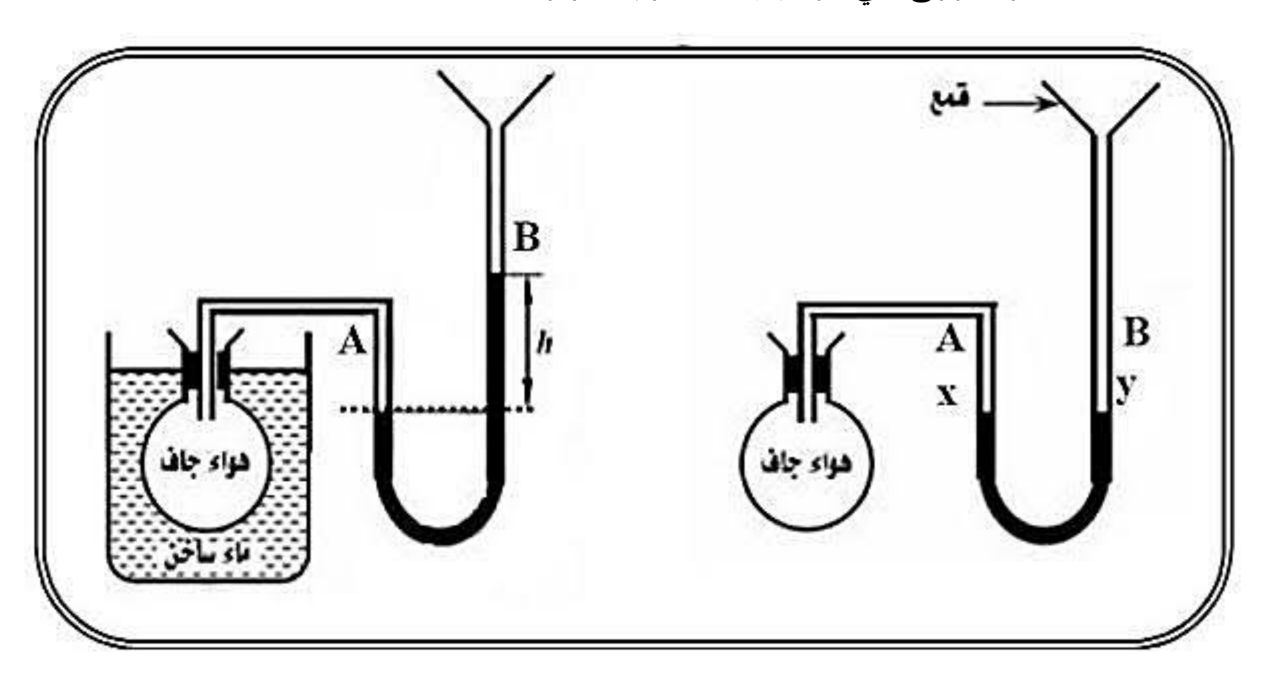
ومن هذا القانون نستنتج ان معامل التمدد الحجمى يساوى ΔV (التغير اما وذلك اذا كان Vo = وحدة واحدة من الحجم ، Δt يساوى ١درجة سلزيوس وعلى هذا يمكن تعريفا معامل التمدد الحجمى لغاز تحت ضغط ثابت بانه :

" هو الزيادة في وحدة الحجوم من الغاز وهي عند صفر درجة سلزيوس اذا رفعت درجة حرارتها ١ درجة سلزيوس وذلك عند ثبوت الضغط ووجد انه يساوى ١/٢٧٣= ٠.٠٠٣٦٦

٣- **قانون الضغط Pressure' s Law**

يوضح هذا القانون العلاقة بين ضغط الغاز ودرجة حرارته عند ثبوت الحجم ، ولبيان هذه العلاقة تجري تجربة مماثلة لتلك التي أجراها العالم الفرنسي J Charles عام ١٧٨٧م كالاتى:

١. **تحضر دورقا زجاجيا مركب عليه سداده تنفذ منه انبوبة ذات شعبتينa& b على كمية من الزئبق في مستوى افقي ولحد عند العلامة d& c وعندئذ يكون ضغط الهواء المحبوس في الدورق مساويا للضغط الجوي ثم نقيس درجة حرارة الهواء ولتكن مع سيلزيوس**
٢. **نغمر الدورق، في حوض به ماء درجة حرارته t1**



فنلاحظ انخفاض سطح الزئبق عن العلاقة (c) وارتفاعه في الفرع الاخر من الأنبوبة .

٣. **نصب زنبق من القمع (e) داخل الأنبوبة حتى يعود من الهواء في الدورق الى حجمه الأصلي قبل التسخين وبذلك يكون ضغط الهواء المحبوس من الدورة اكبر من الضغط الجوي بمقدار (h) حيث (h) تساوى فرق الارتفاع بين سطحى الزئبق في فرعي الأنبوبة ذات الشعبين.**
٤. **تكرر خذا العمل عدة مرات وذلك باستخدام غازات اخرى فتحصل على نفس النتائج اذا سخنت الغازات لنفس العدد من درجات الحرارة وبالتالي لغري أن نستنتج أنه :**
   أ- **عند ثبوت الحجم في اي غاز يزداد ضغط الغاز بارتفاع درجة حرارته**
   ب- **الضغوط المتساوية من الغازات المختلفة تزداد بمقادير متساوية اذا رفعت درجة حرارة الغازات نفس العدد من درجات الحرارة عند ثبوت الحجم ، وهذا يوضح اثر الحرارة في ضغط الغاز عند ثبوت الحجم.**

هذا وقد وجد عمليا أن الزيادة في ضغط الغاز عند ثبوت الحجم يتوقف ايضا على عاملين هما :

أ) ضغط الغاز الاصلي

ب) الارتفاع في درجة الحرارة .

فإذا كان ضغط الغاز الاصلي عند درجة صفر سيلزيوس هو Po، ثم رفعت درجة حرارته عددا معينا من درجات الحرارة وليكن الا مع ثبوت الحجم فإننا نلاحظ أن هذا يؤدي إلى زيادة ضغط الغاز ليصبح Pt وبذلك يكون ضغط الغاز قد زاد بمقدار ΔP حيث :

$\Delta P = Po - Pt$ التغير في الضغط

وقد ثبت عمليا انه ؟

١- عند ثبوت Δt فن $\Delta p \alpha Po$

٢- عند ثبوت Po فإن $\Delta P \alpha \; \Delta t$

$\Delta P \; \alpha Po \; \Delta t$:

$$\Delta P = Po \; \Delta t$$

حيث (β) هو ثابت التناسب ويسمى في هذه الحالة معامل زيادة ضغط الغاز عن ثبوت الحجم •

$$\beta = \frac{\Delta P}{Po \; \Delta t}$$

وحيث ان $\Delta P = Pt - Po$

Pt. Poz = ٨ :

Po At

وتكون $\beta = \Delta P$ اذا كانت Po، Δt تؤول قيمتها الى الوحدة ومن هنا يمكن تعريف : معامل زيادة ضغط الغاز عند ثبوت الحجم بانه :

مقدار الزيادة في وحدة الضغوط من الغاز وهي عند صفر درجة سيلزيوس اذا رفعت درجة حرارتها ١ درجة سيلزنوس وذلك عند ثبوت الحجم .

تعيين معامل زيادة ضغط الغاز عند ثبوت الحجم :

سبق معرفة انه عند ثبوت حجم كمية معينة من الغاز فإن ضغط هذه الكمية يزداد بارتفاع درجة الحرارة كذلك وجد عمليا أن الزيادة في ضغط الغاز تناسب طرديا مع الضغط الاصلى له والارتفاع في درجة حرارته ويعبر عن هذا بالعلاقة :

$$\Delta P = Po \; \beta \; \Delta t$$

حيث βهو ثابت التناسب ويسمى معامل زيادة ضغط الغاز عند ثبوت .

الحجم وبالتالي يمكن حساب قيمة هذا الثابت في من المعادلة :

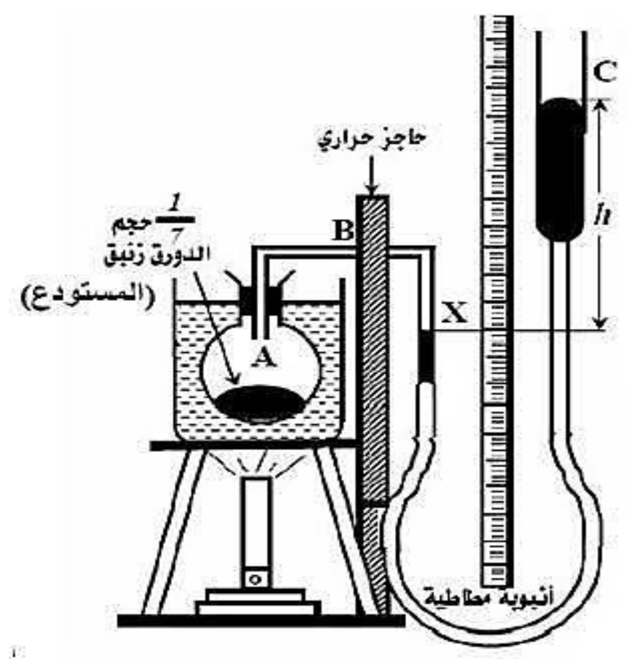
$$\beta = \frac{\Delta P}{Po\ \Delta t}$$

- ولما كانت ΔP = $Pt - Po$

$$\beta = \frac{Pt - po}{Po \times \Delta t}$$

ولتعيين معامل زيادة ضغط الغاز عند ثبوت الحجم يستخدم جهاز جولي الموضح بالشكل الاتي :-

ويتركب جهاز جولي من :-



١. انتفاخ زجاجي (a) به هواء جاف وتحتوي على كمية ثابتة من الزئبق حتى يتعادل تمدد الزئبق مع تمدد الانتفاخ فيظل حجم الهواء في الانتفاخ فيظل حجم الهواء في الانتفاخ ثابت في جميع درجات الحرارة .
٢. يتصل هذا الانتفاخ بأنبوبة زجاجية (b) على شكل زاوتين قائمتين ثم يتصل الطرف الأخر بأنبوبة زجاجية (c) قابلة للحركة رأسيا ومثبتة على مسطرة مدرجة .

<u>مقياس kelvin لدرجات الحراره</u>

تعرف درجات الحرارة على مقياس Kelvin Scale بدرجات الحرارة المطلقه Absolute temperature لان هناك من الاسباب ما يؤدى الى الاعتقاد بان درجة الصفر على مقياس Kelvin لدرجة الحراره هى اقل درجة حراره يمكن الوصول اليها وبعباره اخرى يكون صفر

Kelvinمقابلا لدرجه273- على المقياس المئوى وبالتالى تكون درجات الحراه المطلقه على مقياسkelvin يمكن الحصول عليها باضافه 273 الى الدرجات المئويه

اي ان:

$$T(kelvin)^{o} = 273 + t$$

هذا ويستعمل الرمز K^{O} اى درجات Degree kelvin للدلاله على الدرجه المطلقه (T) وذلك تخليدا للعالم Lord kelvin ٠

كذلك لوحظ انه اذا انطبقت العلاقه السابقه فى درجات الحراره المنخفضه فانه يتضح ان حجم الغاز الكامل يصبح مساويا صفر عندما تصل درجه الحراره الي $273\ ^{o}C$- والتي يقابلها صفر درجه مطلقه اي صفر K^{O} وتعرف هذه بدرجة الصفر المطلق Absolute zero " اى انها الدرجة التى يقابلها درجة حرارة $273^{o}\ c$- والتى عندها يكون حجم الغاز مساويا الصفر".

والجدول التالى يوضح العلاقه بين تدريج Kelvin وتدريج سيلزيوس

	تدرج سيلزيوس	تدريج كلفن	الدرجة الفهرينهيتي
الغليان	$100\ ^{o}c$	$373k\ ^{o}$	$212F\ ^{o}$
درجه حراره الجسم	37	310	98,6
درجه حراره المعمل	25	298	77
التجمد	0	273	32
الصفرالمطلق	-273	0	-46

وبمقارنة التدريجيه نلاحظ ما يلى :

١. ان علاقه الصفر على تدريج سيلزيوس وهى درجة انصهار الجليد تحت الظروف المعتادة تقابلها علامه $273k\ ^{o}$ علي تدريج kelvin ، $32f\ ^{o}$ ٠
٢. ان علامة 100على تدريج سيلزيوس وهى درجة غليان الماء تحت الظروف المعتاده تقابلها علامة$373k^{o}$على تدريج kelvin، $212f\ ^{o}$ ٠

اى ان $T(k^{o})$ وهى درجة الحراره المطلقه تساوى:

$$273 + t\ ^{o}C = (k\ ^{o})T$$

$$= 273 + 100 = 373\ K^{0}$$

او بمعنى اخر ان درجة الحراره على تدريج kelvin(T) تساوى درجة الحراره على تدريج سيلزيوس (t) مضافا اليها 273

وهناك ايضا المقياس الفهرينهيتى والموضح ايضا بالشكل السابق بجوار التدريج المئوى وتدريج كلفن . ويلاحظ ان درجة الصفر المئوى (نقطة الثلج او التجمد يقابلها ^{o}٣٢ م فهرينهيت وان درجة حرارة المعمل ^{o}٢٥م يقابلها ^{o}٧٧ فهرينهيت وان درجة حرارة الجسم ^{o}٣٧ يقابلها ٩٨.٦ ^{o} درجة فهرينهيت وكذا فان نقطة الغليان ١٠٠ يقابلها ٢١٢ درجه فهرينهيت.

كذلك يلاحظ ان المسافه الرئيسيه والمتفق عليها بين نقطة الثلج ونقطة البخار (الغليان) يساوى ٢١٢-٣٢ =^{o}١٨٠ ف

وبذلك يمكن تحويل درجات الحرارة الفهرينهيتيه الى ما يقابلها على المقياس المئوى والعكس من المعادلات الاتيه :

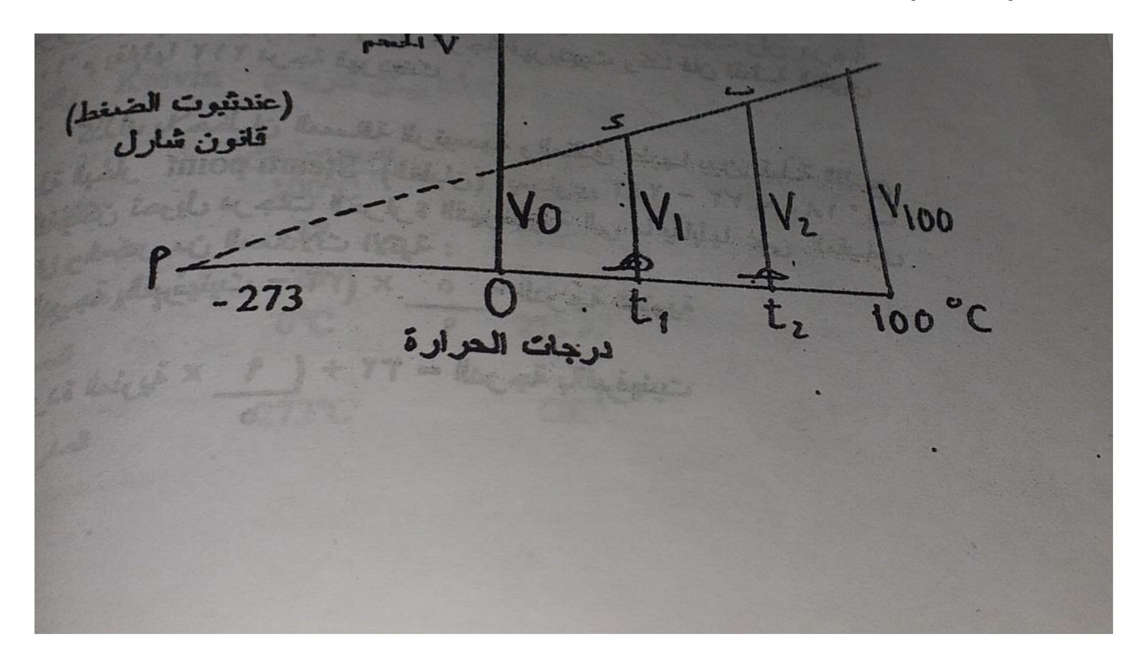
- **(الدرجه بالفيرنهيت-٣٢)× ٥/٩ = الدرجه المئوية**

-(الدرجة المئوية x ٩/٥) +٣٢ = الدرجة بالفيرنهيت

كذلك يمكن رسم العلاقه البيانيه بين حجم الغاز ودرجة حرارته وذلك عند ثبوت الضغط قانون شارل (Shrles Law) وذلك من خلال الناتج المعروضه فى الجدول التالى .

ضغط الهواء المحبوس	الضغط الجوي سم زئبق	فرق الارتفاع في عمود الزئبق	درجه الحراره c^{o}
68,5		-7,5	O
73,5		-2,5	20
76,0	75	0,0	30
78,5		2,5	40
81,0		5	50
83,5		7,5	60
86,0		10,0	70
88,5		12,5	80
91,0		15,o	90
93,5		17,5	100

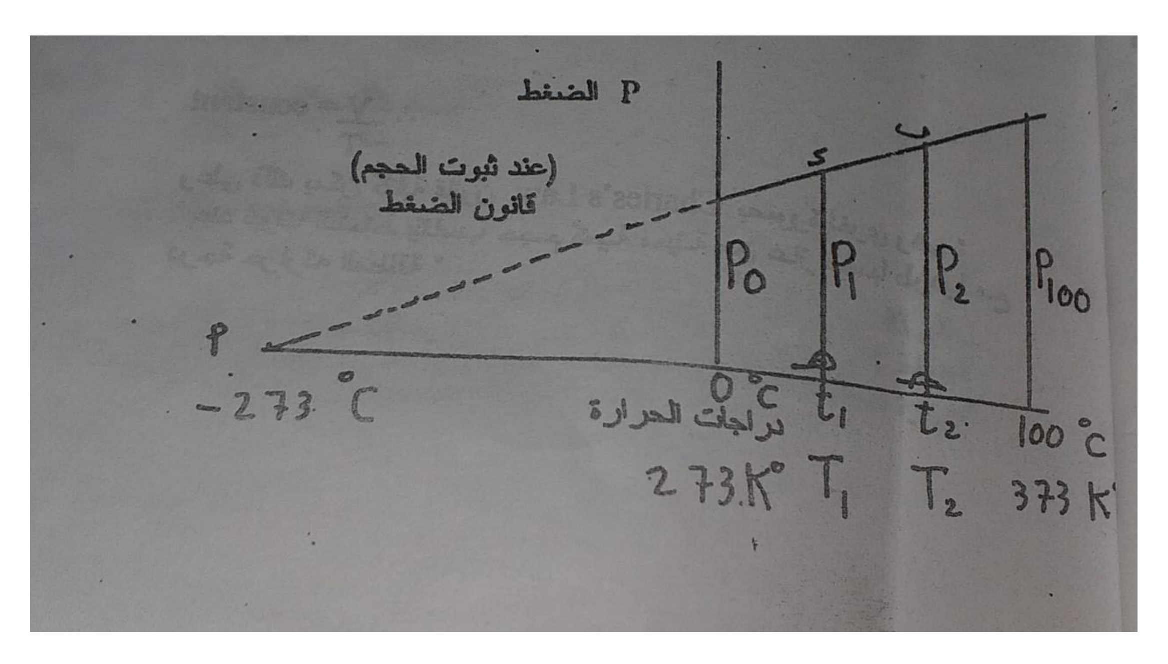
ومن نتائج هذا الجدول رسم العلاقه البيانيه بين درجة الحراره ممثله على المحور الافقى السينى $t^o c$ وطول عمود الهواء المحبوس الذى يعتبر مقياسا للحجم ممثلا على المحور الراسى (الصادى) كالاتى :



كذلك يمكن الاستعانه بجهاز بجهاز تعيين معامل زيادة ضغط الغاز السابق شرحة وذلك فى قياس حجم الهواء المحبوس فى درجات الحرارة المختلفه وذلك من خلال الناتج المتحصل عليها فى الجدول التالى :

حجم الهواء المحبوس	درجه الحراره
20.5	0
22.5	27
23.4	39
24.0	47
24.6	55
25.2	63
28.0	100

ومن نتائج هذا الجدول رسم العلاقه البيانيه بين درجة حرارة الهواء المحبوس $t^o c$ ممثله على الاحداث السينى والضغط p ممثلا على الاحداث الصادى وذلك عند ثبوت الحجم كما يلى :



يتضح من الشكل البيانى الاول العلاقه بين الحجم ودرجة الحراره عند ثبوت الضغط ومن الشكل الثانى العلاقه بين الضغط وذرجة الحراره عند ثبوت الحجم انها علاقه خطيه فى كلتا الحالتين اى على شكل خط مستقيم لكنه لايمر امتداده بنقطة الاصل $0^{o}c$ وانما يقطع امتداده محور درجة الحرارة عند $-273^{o}c$ اى انه من الناحيه العمليه ينعدم حجم الغاز عند ثبوت الضغط عند $-273^{o}c$، كذلك يتضح من الشكل الثانى انه ينعدم ضغط الغاز عند ثبوت الحجم عند $-273^{o}c$ وهذا يستحيل من الناحيه العمليه والمعمليه وذلك لتعارضه مع قانون بقاء المادة ولكن مايحدث فعلا هو ان الغاز يتحول الى سائل ثم الى صلب قبل الوصول الى هذه الدرجة وبالتالى لايخضع الغاز لقوانين الغازات ولذلك اعتبرت درجة الحرارة $-273^{o}c$ هى درجة الصفر المطلق اى $0k^{o}$ ٠

من هنا يمكن ان يمثل الشكل البيانى الاول صوره اخرى لقانون شارل والشكل البيانى الثاني صورة اخرى لقانون الضغط ويمكن توضيح ذلك كالاتى:

المثلثات ا ب جـ ، ا د هـ متشابهان

∴ $\frac{\text{دهـ}}{\text{أهـ}} = \frac{\text{ب جـ}}{\text{جـ أ}}$

ب جـ = V_2 و د هـ = V_1 وحيث ان

أ جـ = T_2 ، أهـ = T_1

$$\therefore \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\therefore \frac{V}{T} = \text{constant}$$

وعلى ذلك يمكن كتابة قانون Charles's Law بصورة اخرى وهى :

"عند ثبوت الضغط يتناسب حجم كميه معينه من غاز تناسبا طرديا مع درجة حرارته المطلقه" .

اى ان

قانون شارل $V \alpha T$

ومن الرسم البيانى الثانى والذى يمثل العلاقه بين الضغط ودرجة الحرارة عند ثبوت الحجم (قانون الضغط Pressure's Law):

المثلثات ا ب ج .ا د هـ متشابهان :

∴ د هـ / ت ا = ب جـ / جـ ا

وحيث ان

$P_1 =$ د هـ ، $P_2 =$ ب جـ

، $T_1 =$ هـ ا ، $T_2 =$ جـ ا

$$\therefore T_1 = 273 + t_1 \quad , \quad T_2 = 273 + t_2$$

$$\therefore \frac{P_1}{t_1 + 273} = \frac{P_2}{t_2 + 273}$$

$$\therefore \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\therefore \frac{P}{T} = \text{constant}$$

وعلى ذلك يمكن كتابة قانون الضغط بصوره اخرى وهى :

"الضغط الذى تسببه كتل معينه من الغاز يتناسب تناسبا طرديا مع درجة الحرارة المطلقه وذلك عندما يكون حجم الغاز ثابت "قانون الضغط "او بعباره اخرى "عند ثبوت الحجم يتناسب ضغط كتله معينه من غاز تناسبا طرديا مع درجة حرارته المطلقه".

"At constant volume ,the pressure of a certain amount of a gas is directly proportional to its obsolute temperature".

مثال: اناء مغلق ومملوءبغاز ضغطه ٧٠سم زئبق ودرجة حرارته ٧° سيلزيوس ثم رفعت درجة حرارة الاناء الى درجة ٨٧° سيلزيوس احسب ضغط الغاز مع اهمال تمدد الاناء .

الحل:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\therefore \frac{70}{7+273} = \frac{P_2}{87+273}$$

$$\therefore P2 = \frac{70 \times 360}{280} = 90 \text{ cmHg}$$

مثال : إذا كان ضغط غاز هو ٥٩٫٨ سم زئبق مقاسا عند درجة ٢٦° سيلزيوس. احسب ضغطه عندما ترتفع درجة حرارته الى ١٣٠° سيلزيوس مع العلم بأن الحجم ثابت .

الحل :

$$\therefore \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\therefore \frac{59.8}{26+273} = \frac{P_2}{130+273}$$

$$\therefore P2 = \frac{59.8 \times 403}{299} = 80.6 \text{ cm Hg}$$

المعادله العامه للغازات

The general gas equation

سبق توضيح العلاقه بين الضغط والحجم ودرجة الحرارة عندما يكون احدها ثابت عن طريق قانون بويل وشارل جاى لوساله وقانون الضغط ويتبقى بعد ذلك معرفة سلوك الغاز عندما يتغير عاملين من هذه العوامل المذكوره مثل معرفة حجم الغاز عندما تتغير درجة الحراره والضغط .

فقد امكن استنتاج علاقه تربط بين هذه المتاغيرات الثلاثه وهى الحجم والضغط ودرجة الحرارة والتى تسمى بالمعادله العامه للغازات اغو بالقانون العام للغازات .

فاذا كانت كتله معينه من غاز له حجم قدره V1 تحت ضغط P1 وفى درجة حرارة T1٠

فان هذه الكميه تصبح ذات حجم قدرة V2 تحت ضغط P2 وفى درجة حرارة T2٠

ويتم هذا التغير على خطوتين:

١ -يتغير الضغط **P1** الى **P2** وتبقى درجة الحرارة ثابته **T1** ونـهنا يتغير الحجم من **V1** الى **V2** . وبتطبيق قانون بويل يكون :

عند ثبوت درجة الحرارة $V_a P_2 = P_1 V_1$

$$\therefore V_a = \frac{P_1 V_1}{P_2} \quad \text{.....................(1)}$$

ب)تتغير درجة الحرارة من T_1 الى T_2 ويبقى الضغط ثابتا P_2 وهنا يتغير الحجم من V_a الى V_2 وتبعا لقانون شارل عند ثبوت الضغط فإن:

$$\frac{V_a}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$\therefore V_a = \frac{V_2 T_1}{V_2} \quad \text{....................(2)}$$

بإختصار المعادلتين (1) , (2) السابقتين •

$$\therefore \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{V_2 T_1}{T_2}$$

$$\therefore \frac{P_1 V_1}{T_2} = \frac{V_2 T_2}{T_2} = \frac{P_3 V_3}{T_3} \text{ ....}$$

$$\text{أو} \quad \frac{PV}{T} = \frac{P \times V}{T}$$

$$\therefore \frac{PV}{T} = \text{constant} \quad ®$$

$$\therefore Pv = Rt$$

وهى المعادله العامه للغازات او معادلة الغاز المثالى وتطبيق هذه المعادلة فى حالة جزئ جرام واحد من الغاز. هذا وتتوقف قمية **R** (الثابت) على وحدات قياس الحجم والضغط والحرارة وكمية الغاز المستعمله فى التجربة والجدول التالى يوضح الوزن الجزيئى والكثافه والحجم الجزيئى لمجموعه من الغازات :

Gas الغاز	MW الوزن الجزيئي	- d الكثافة	Molecular V الحجم الجزيئي
الهيدروجين	2,016	0.0898	22,43
الاكسجين	32.00	1.4291	22.39
نتروجين	28.02	1.2507	22.40
اول اكسيد الكربون	28.00	1.2507	[illegible]
الميثان	16.03	0.7146	22.4[illegible]
الامونيا	17.07	0.7621	22.39

ويتضح من هذا الجدول ان الحجم الجزيئى لجميع الغازات ثابت ويساوى **22.415** لتر .

ويعرف الحجم الجزيئى بانه الحجم الذى يشغله الجرام جزئ من غاز ما فى معدل الضغط ودرجة الحرارة او الحجم الذى يشغله المول الواحد من غاز فى معدل الضغط ودرجة الحرارة ويطلق عليه ايضا الحجم المولى (Molecular volume) او الحجم الجزيئي ٠

ولما كان وزن الجزئ جرام من الاكسجين ٣٢ جرام وكثافة ٤٢٩ر١ (Absolute density) اى ان للتر الواحد منه يزن ٤٢٩ر١ جرام٠

∴ الحجم الذى تشغله هذه الكمية (٣٢ جرام جزئ) فى معدل الضغط والحرارة ٠

$= \frac{\text{الوزن}}{\text{الكثافة}} = \frac{٣٢}{١٫٤٢٩} = ٢٢٫٤٣٢$ لتر

المعادلة العامة للغازات $\because PV = RT$

فإذا كان الحجم = 22,415 لتر

والضغط = ١ جو

ودرجة الحرارة المطلقة = 273,09 درجة.

$\therefore 1 \times 22{,}415 = R \times 273{,}09$

$\therefore R = \frac{1 \times 22.415}{273{,}09} = 0.08208$

وهذا هو ثابت الغازات

واذا كان هناك كمية من غاز وزنها (W) ووزنها الجزيئى (M) فإنه يمكن حساب عدد الجزيئات (N) الذى يمكن ان يوجد فى الوزن (W) كالاتى :

الكمية بالمول $= \frac{W}{N}$ = N عدد الجزيئات الجرامية

في حالة اكثر من جزئ / جرام $\therefore PV = NRT$

ولما كانت $N = \frac{\text{الوزن بالجرام } W}{\text{الوزن الجزيئى } M}$

وبالتالى تصبح المعادلة $\therefore PV = \frac{W}{M} RT$

مثال : احسب الحجم الذى يشغله ١٤٢ جرام من غاز الكلور على درجة ١٧° م وضغط ٣٨٠ مم زنبق (Cl=35.5) ٠

$$\therefore N=\frac{W}{M}\ ,\ R=0.08208$$

$$\therefore N=\frac{142}{71}=2\ \text{mole}$$

$$P=\frac{380}{760}=0.5\ ,\ T=17+273=290$$

$$\therefore PV=NRT$$

$$\therefore V=\frac{2\times 0.08208\times 290}{0.5}=95.21\ \text{Litre}$$

وفى عام ١٨١١ وضع افوجاردو مرجعا يفسر العدد السابق وذكر

ان:

"تحتوى الحجوم المتساويه من جميع الغازات عندما تكون فى ظروف متشابهه من الحرارة والضغط على عدد واحد من الجزيئات ويؤدى تطبيق قانون Avogadro's Law على المعادلة العامة للغازات الى تبسيط كبير فى العوامل التى يتوقف الفيها العدد الثابت وبالتالى يمكن تطبيق القانون العام للغازات على جميع الغازات وبالتاى تصبح معادلة :

PV=NRT

حيث: $N=\frac{W\ \text{الوزن بالجرام}}{M\ \text{الوزن الجزئيي}}$ (عدد الجزيئات الجراميه)

وهنا يمكن معرفة سلوك N جزئ جرام من اى غاز عند تغيير الضغط ودرجة الحرارة ولكن بما ان قانون بويل قانون تقريبي فان المعادلة:

PV=RT

تعبر عن سلوك الغازات الحقيقيه بصفة تقريبيه .

هذا وتسمى الغازات التى تنطبق عليها المعادله العامة للغازات انطباقا تاما بالغازات النموذجيه او الكاملة:

Ideal or perfect gas

<u>حساب ثابت الغازات</u>

<u>Evaluation of the gas constant</u>

تحتاج عملية تقدير قيمة ثابت الغازات الى الاهتمام بالوحدات المستعمله وبالرجوع الى القانون العام للغازات للحصول على ما يساويه ثابت الغازات ® فانه يمكن معرفة الوحدات التى تميز ثابت الغازات:

$\because PV = NRT$

$$\therefore R = \frac{PV}{NT} = \frac{\text{الضغط} \times \text{الحجم}}{\text{الكمية بالمول} \times \text{درجة الحرارة}}$$

هذا ويلاحظ ان :

- الضغط = $\frac{\text{القوة}}{\text{مربع الطول}}$ = القوة × الطول $^{-2}$

- اما الحجوم فوحداتها هى مكعب الطول = (الطول)^3

$$\therefore R = \frac{\text{القوة} \times (\text{طول})^{-2} \times (\text{الطول})^{3}}{\text{الكمية بالمول} \times \text{درجة الحرارة}}$$

ولما كان حاصل ضرب القوة × الطول مساويا للطاقة

$$\therefore R = \frac{\text{طاقة}}{\text{الكمية بالمول} \times \text{درجة الحرارة}}$$

$$\therefore R = \frac{\text{Energy}}{\text{mole x degree}}$$

$\therefore R = \text{Energy/ mole}^{-1}\text{/degree}^{-1}$

- كذلك يلاحظ ان حاصل ضرب PV يعطى الوحدات المميزة للطاقة ويمكن التعبير عن الطاقة بعدة طرق اهمها :-

(ا) باللتر – جوى Energy in liter-atmosphere

وفى هذه الحالة يعبر عن الحجم باللتر والضغط بالجوى وبذلك تكون وحدات الطاقة لتر/جوى .

$$\therefore R = \frac{PV}{NT} = \frac{1 \times 22.414}{1 \times 273,16} =$$

0.082 Liter / جوى
لكل درجة $^{-1}$ / لكل مول $^{-1}$

(ب) الطاقة الارج : Energy in Ergs

وهنا يعبر عن الضغط بالداين على السم ٢ اى بوحدات النظام (سم - جرام - ثانية) أما الحجم فيعبر عنه بالسم ٣ كما لأتى :-

$\because$ ١ ضغط جوى = ٧٦ سم زئبق
وان كثافة الزئبق فى درجة الصفر المئوى تساوى ١٣ر٥٩٥ حجم/سم٣
وعجلة الجاذبية ٩٨٠ر٦٦

$\therefore$ ١ جوى = ٧٦ × ١٣ر٥٩٥ × ٩٨٠ر٦٦ داين /سم٢
= ١٫٠١٣٢ × ١٠ ^{٦} داين /سم٢

$\because$ الحجم الذى يشغله المول الواحد من الغاز الكامل من معدل الضغط والحرارة (أى فى درجة الصفر المئوى وتحت ضغط واحد جوى) = ٢٢٤١٤ مل

١ مل = ١٫٠٠٠٠٢٧ ر ١ سم٣

$\therefore$ الحجم = ٢٢٤١٤ × ١٫٠٠٠٠٢٧ = ٢٢٤١٤ر٦٠٥

$$\therefore R = \frac{PV}{NT} = \frac{1,0132 \times 10^6 \times 22414.605}{1 \times 273,16}$$

$$= 8,314 \times 10^7 \text{ Ergs/d}^{-1}/\text{m}^{-1}$$

حيث d = degree
m = mole

(ج) الطاقة بالكالورى Energy in calories :-

يمكن ايجاد قيمة ثابت الغازات بالكالورى وذلك من العلاقة التى تشير الى أن :

$$1 \text{ Calorie} = 4{,}184 \times 10^{7} \text{ Ergs}$$

$$\therefore R = \frac{8.314 \times 10^{7}}{4{,}184 \times 10^{7}} = 1{,}987$$

أى $= 2 \text{ calories /mole}^{-1} \text{/degree}^{-1}$

مثال : احسب الحجم الذى يشكله ٢٢ جم من CO_2 فى درجة -١٠° م وتحت ضغط ٥٠٠ جم زئبق ، الوزن الجزيئى CO_2 = ٤٤.

الحل :

$$\therefore PV = NRT$$

$$\therefore P = \frac{500}{760} \quad , \quad T = 273 - 10 = 263$$

$$N = \frac{22}{44} = 0.5 \text{ mole}$$

$\therefore R = 0.082$ liter/جوى $/d^{-1}/m^{-1}$

$$\therefore V = \frac{NRT}{P}$$

$$= \frac{0.5 \times 0.082 \times 263}{\frac{500}{760}}$$

$$= \frac{10.783}{0.7143} = 15.09 \text{ liter}$$

مثال : احسب العدد من الجزيئات التى توجد فى إناء يحتوى على غاز النتروجين علما بأن حجم الإناء ٥ لتر والضغط ٠١٠ر جوى ودرجة الحرارة ٢٧° م.

$$\therefore PV = NRT$$
$$\therefore 0.001 \times 5 = N \times 0.082 \times 300$$
$$\therefore N = \frac{0.001 \times 5}{0.082 \times 300} \text{ mole}$$

∴ عدد الجزيئات = الكمية بالمول × رقم افوجادرو

∴ عدد الجزيئات =

$$= \frac{0.005}{24,6} \times 6 \times 10^{23} \text{ Molecules}$$

كذلك امكن تقدير قيمه Nمن معادله فان ديرفالس Van der vaals وكذلك من الحركة البراونيه للجزيئات وكذلك من سرعة انتشار المواد المذابه بالاضافة الى انه امكن حساب N من انكسار الضوء فى الجو وايضا من الشحنه الكهربية للايونات وايضا من طاقة الطيف بعد الاحمر Infra red

وقد وجد ان السم٣ الواحد من الغاز يحتوى على 2.705×10^{19}جزئ ويعبر عنه بوحدات تسمى الانجستروم Angastrom والذى يساوى $١٠^{-٨}$ سم

المخلوط الغازى وقانون دالثون للضغوط الجزئيه

Mixture of gases and Dalton law of partial pressures

عند خلط غازين او اكثر مع بعضهما لتشغل حجما واحدا (v) وعند درجة حرارة TK^{O} فان الضغط الكلى (P) يساوى مجموع الضغوط الجزئيه للغازات المكونه للمخلوط. او انه يساوى مجموع الضغوط التى يحدثها كل غاز على حده لو سمح له بان يشغل الفراغ الذى يشغله مخلوط هذه الغازات

اى ان $P = P_1 + P_2 + P_3 \ldots\ldots\ldots\ldots$

حيث P = total presure of mixture

P_1, P_2, P_3 are the partial pressure of gases 1,2 and 3

فاذا اخذنا دورقين سعة كل منهما لتر واحد ووضع فى الدورق الاول غاز الاكسجين وكان الضغط ٢٠٠ ملليمتر زئبق ثم وضع فى الدورق الثانى غاز ثانى اكسيد الكربون وكان الضغط ١٠٠ ملليمتر زئبق ثم نقل الاكسجين الموجود

بالدورق الاول الى ثانى اكسيد الكربون الموجود فى الدورق الثانى فيكون الضغط الكلى المخلوط يساوى :

$P=200 + 100 =300$ mmHg

واذا اخذنا اناء حجمه (v) لتر ويحتوى على ثلاثة غازات كميتها بالمول جزئ /جرام تساوى n_1,n_2,n_3

_ فاذا فرض ان هذا الاناء يحتوى على n_1 مول من الغاز الاول فان ضغطه يساوى p_1

_ اما اذا احتوى الاناء على n_2 مول من الغاز الثانى فان ضغطه يساوى p_2 .

_ وبنفس الطريقه يكون الضغط p_3 اذا احتوى نفس الحجم (v) على n_3 مول من الغاز الثانى علما بان درجة الحرارة واحدة فى جميع الحالات .

_ ولما كان الضغط الكلى للمخلوط الغازى هو p

$\therefore P = P_1 + P_2 + P_3$

واذا كان سلوك هذه الغازات نموذجيا اى كاملا Perfect gas اى يتبع قوانين الغازات عند وجودها فى الحجم (V) لتر بالمعادلات التالية :

$VP_1 = n_1 \times RT$ 1

$VP_2 = n_2 \times RT$ 2

$VP_3 = n_3$ [illegible] 3

$\therefore VP_1 + VP_2 + VP_3 = n_1 RT + n_2 RT + n_3 RT$

$\therefore V(P_1 + P_2 + P_3) = RT (n_1 + n_2 + n_3)$

$\therefore P = P_1 + P_2 + P_3$

ولما كانت الكمية الكلية بالمول n هى :

$n = n_1 + n_2 + n_3$

$\therefore PV = nRT$ 4

وبقسمة المعادلة ١ للغاز الاول على المعادلة 4

$$\therefore \frac{VP_1}{VP} = \frac{n_1 RT}{n\ RT}$$

وبالإختصار :

$$\therefore \frac{P_1}{P} = \frac{n_1}{n}$$

$$\therefore P_1 = P \times \frac{n_1}{n}$$

ولما كانت

$n = n_1 + n_2 + n_3$

$$\therefore P_1 = P \times \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3}$$

وكذلك يمكن حساب P_3 , P_2

وذلك بقسمة المعادلة 2 على المعادلة 4

$$\therefore P_2 = P \times \frac{n_2}{n}$$

وبقسمة المعادلة 3 على المعادلة 4

$$\therefore P_3 = P \times \frac{n_3}{n}$$

هذا ويطلق على النسب $\frac{n1}{n} , \frac{n2}{n} , \frac{n1}{n}$

الأصطلاح الكسر المولى mole fraction ويساوى

$$\text{mole fraction} = \frac{\text{عدد جزيئات الغاز الواحد (الكمية بالمول للغاز)}}{\text{عدد جزيئات المخلوط الكلية (المجموع الكلى بالمول للمخلوط الغازى)}}$$

ووجد ان الكسر المولي mole fraction لا يقتصر تعريفه علي الغازات فقط بل يمكن استعماله في حالة السوائل وكذلك المواد الصلبه للتعبير عن نسبه احد المكونات بالمول في المخلوط الكلي ٠

كذلك وجد ان هذا يؤدى الى نتيجة هامة وهى ان :

$$Px = P \times \text{mole fraction}$$

حيث :

Px = الضغط الجزئى لغاز فى مخلوط

P = الضغط الكلى للمخلوط

$$\text{mole fraction} = \frac{nx}{n} = \frac{\text{عدد جزيئات الغاز}}{\text{عدد جزيئات المخلوط}} = \frac{\text{الكمية بالمول للغاز}}{\text{المجموع الكلى بالمول للمخلوط}}$$

كذلك يستفاد من هذا القانون في حساب ضغط الغازات التي تجمع فوق الماء حيث يكون الضغط الجزئي للغاز الجاف فوق سطح الماء
=الضغط الكلي – ضغط بخار الماء عند نفس درجه الحراره

مثال :جمع غاز فوق سطح الماء في درجه 25^oم حتي اصبح مشبعا ببخار الماءووصل حجمه 190ملليلتر زئبق وقيس الضغط البخاري للماء في المخلوط الغازي فوجد انه يساوي الضغط البخاري للماء عند ٢٥ درجه مئويه وقيمته ٢٣.٨ مم زئبق . احسب الحجم الذي يشغله الغاز الجاف عندما يكون الضغط ٧٦٠مم زئبق ٠
الحل:

الحل :

∵ الضغط الجزئي للغاز الجاف = الضغط الكلى – ضغط بخار الماء

∴ الضغط الجزئى = ٧٤٨٫٨ – ٢٣٫٨ = ٨٢٥ مم زئبق

وهذا هو ضغط الغاز الجاف عند الحجم ١٩٠ مل

قانون بويل $\frac{V_1}{P_2} = \frac{V_2}{P_1}$

∴

$$\therefore \frac{190}{760} = \frac{V_2}{725}$$

$$\therefore V_2 = \frac{190 \times 725}{760} = 181,2\ ml$$

مثال : مخلوط من غازين a, b يتكون من ٠٫٦٦ جم من الغاز الاول (a) ، ٠٫٤٥٥ جم من الغاز الثانى (b) فاذا علمت ان الضغط الكلى ١٠٠ مم زئبق وان الوزن الجزيئى للغاز الاول ٦٦ والثانى ٤٥٫٥ احسب الضغط الجزئى لكل من الغازين .

الحل :

كمية الغاز الاول بالمول (a) $= 0.66 \div 66 = 0.01\ mole$

كمية الغاز الثانى بالمول (b) $= 0.66 \div 45.5 = 0.01\ mole$

الكمية الكلية للمخلوط الغازى بالمول (a+b) $= 0.01 + 0.01 = 0.02\ mole$

$$\text{mole fraction}_{(a)} = \frac{0.01}{0.02} = 0.5$$

$$\text{mole fraction}_{(b)} = \frac{0.01}{0.02} = 0.5$$

الغاز الاول $P_a = 100 \times 0.5 = 50\ mmHg$

الغاز الثانى $P_b = 100 \times 0.5 = 50\ mmHg$

مثال: خلط غاز نيتروجين حجمه ١٠ لتر وضغطه ١٥ سم زئبق مع مقدار من غاز الاكسجين حجمه ٦ لتر وضغطه ٤٠سم زئبق فى اناء مقفل سعته ٥ لتر فاذا كانت درجة حرارة الغازين ثابته اثناء الخلط فاوجد ضغطه المخلوط .

الحل:-

كل من الغازين يشغل بعد الخلط سعة الاناء المقفل وهو ٥ لتر ولايجاد ضغط غاز النيتروجين بعد الخلط يطبق القانون :

$\because PV = P_1 V_1$

$\therefore 10 \times 15 = P_1 \times 5$

$\therefore P_1 = \frac{10 \times 15}{5} = 30 \text{ cm Hg}$

ولإيجاد ضغط غاز الأكسجين يطبق أيضا القانون :

$\because PV = P_2 V_2$

$\therefore 6 \times 40 = P_2 \times 5$

$\therefore P_2 = \frac{6 \times 40}{5} = 48 \text{ cm Hg}$

ضغط الغازين $P = 30 + 48 = 78 \text{ cmHg}$

مثال : غاز حجمه ١٢٥ مل وضغطه ٦ر جوى ، وغاز آخر حجمه ١٥٠ مل وضغطه ٨ر جوى ، ثم خلط الغازين فى إناء سعته ٥٠٠ مل ، احسب الضغط الكلى للمخلوط عند ثبوت درجة الحرارة .

الحل : $P_1 V_1 = P_2 V_2$ او $\because \frac{V_1}{P_2} = \frac{V_2}{P_1}$

$\therefore \frac{125}{P_2} = \frac{500}{0.6}$

$\therefore P_2 = \frac{125 \times 0.6}{500} = 0.15$

الضغط الجزئى للغاز الاول

وبالمثل فى حالة الغاز الثانى

$\therefore \frac{125}{P_2} = \frac{500}{0.8}$

$\therefore P_2 = \frac{12[illegible]}{500} = 0.24$

الضغط الجزئى للغاز الثانى

$\therefore P$ الضغط الكلى $= 0.15 + 0.24 = 0.39$

انتشار الغازات وقانون جوهام

Diffusion of gases and Graham Law

تتكون مخاليط الغازات المتجانسه عند خلط عدة غازات مع بعضها وذلك بعد فترة من الوقت مع ملاحظة ان الغازات المكونه للمخلوط المتجانس لا تتفاعل كميائيا مع بعضها اى انها تتوزع بانتظام فى الحيز الذى توضع فيه ولذلك يطلق الاصطلاح الانتشار Diffusion على ميل اى ماده فى توزيع نفسها توزيعا منتظما فى الفراغ او الحيز الذى توضع فيه .

ووجد ان ظاهرة الانتشار تحدث فى السوائل وكذلك فى المواد الصلبة الا انها تحدث بدرجة كبيرة فى حالة الغازات كذلك ووجد ان الانتشار يحدث اذا وضع غشاء مسامى بين غازين .

ووجد ان هناك ظاهرة اخرى لها علاقه بالانتشار ولكنها تسمى Effusion وهى مرور الغازات من ثقب ضيق.

فاذا وضع اناء يحتوى على الايدروجين بحيث تتصل فوهته الواسعه بفوهه اناء اخر يحتوى على الاكسجين فانه يلاحظ بعد فترة قصيرة انتشار الغازين فى الانائين ويحدث ذلك حتى اذا وضع الاناء الذى يحتوى على الغاز الخفيف فوق او تحت الاناء الاخر.

كذلك وجد من التجارب العمليه ان لخاصية الجاذبية تاثير على توزيع الغازات ولكن يمكن اهمال هذا العامل الا اذا استعمل عمود طويل جدا يحتوى على الغازات المذكورة وهذا ما يحدث فى الغلاف الغازى المحيط بالكرة الارضية .

وقد قام العالم Graham فى عام ١٨٢٩ م بكثير من التجارب على انتشار الغازات ووجد ان معدل انتشار الغازات يتوقف علي كثافتها بمعنى انه كلما قلت كثافة الغاز كلما زاد معدل انتشار الغازات وتبعا لذلك وجد ان غاز الايدروجين هو اسرع الغازات فى الانتشار وبالتالى توصل Graham الى العلاقه الكمية والتى تربط معدل انتشار الغازات بكثافتها بقانون سمى قانون جرهام للانتشار والذى ينص على : "معدل انتشار الغازات يتناسب تناسبا عكسيا مع الجزر التربيعى لكثافتها فى ظروف موحدة من الضغط ودرجة الحرارة ".

" Graham's law states tahat :

" the rate of diffusion or effusion of a gas is *inversely* proportional to the square roote of its density at constant T and P"

فإذا كان :

C_1 , C_2 represents the rate of diffusion of two gases

d_1, d_2 represents the density of the two gases

فإنه طبقا لقانون جرهام للأنتشار :-

$$\therefore \frac{C_1}{C_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} \text{ at constant T and P}$$

وحيث أن :

القانون العام للغازات $PV = nRT$ ∵

$$\because n = \frac{W}{M} \quad \therefore PV = \frac{W}{M} RT$$

$$\therefore P = \frac{W}{V} = \frac{RT}{M} \qquad \because \frac{W}{V} = d$$

$$\therefore P = d \times \frac{RT}{M}$$

$\because$ P , T , R are constants

$$\therefore \frac{d}{M} = \text{constant}$$

∴ الكثافة تتناسب طرديا مع الوزن الجزيئى (M)

$$\therefore \frac{C_1}{C_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

أى أن :

$$\frac{\text{معدل إنتشار الغاز الأول}}{\text{معدل انتشار الغاز الثانى}} = \sqrt{\frac{\text{كثافة الغاز الثانى}}{\text{كثافة الغاز الأول}}} = \sqrt{\frac{\text{الوزن الجزيئى}_2}{\text{الوزن الجزيئى}_1}}$$

هذا ويعبر عن كثافة الغازات باحدى طريقتين:

١.الكثافه العاديه (الكثافه المطلقه)

وهى وزن لتر واحد من الغاز بالجرام وعلى درجة صفر درجة مئوية وتحت ضغط ٧٦٠مم زئبق .اى في معدل الضغط ودرجة الحرارة.

٢.الكثافه النسبيه :

هى نسبة وزن حجم معلوم من الغاز الى وزن نفس الحجم من غاز اخر فى نفس ظروف الحرارة والضغط . وتقاس عادة الكثافة النسبيه للغازات والابخرة بالنسبه للهيدروجين

اى ان الكثافة النسبية = $\frac{\text{كتلة حجم معين من الغاز}}{\text{كتلة نفس الحجم من الأيدروجين}}$

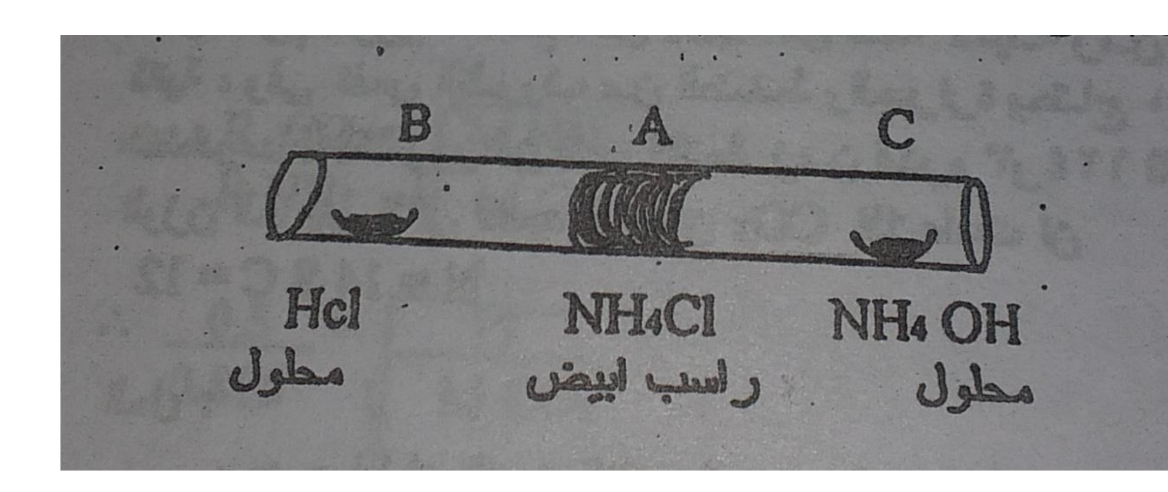
وبالتالى تكون الكثافة النسبية للاكسجين = ١٦ ولـلازوت = ١٤ باعتبار ان الهيدروجين = ١ ، وقد وجد ان الوزن الجزيئى للغاز يساوى ضعف كثافته النسبية .

وحيث ان الكثافة تتناسب طرديا مع الوزن الجزيئى للغاز M فإنه يمكن كتابة قانون جرهام بالصورة السابقة وهى :

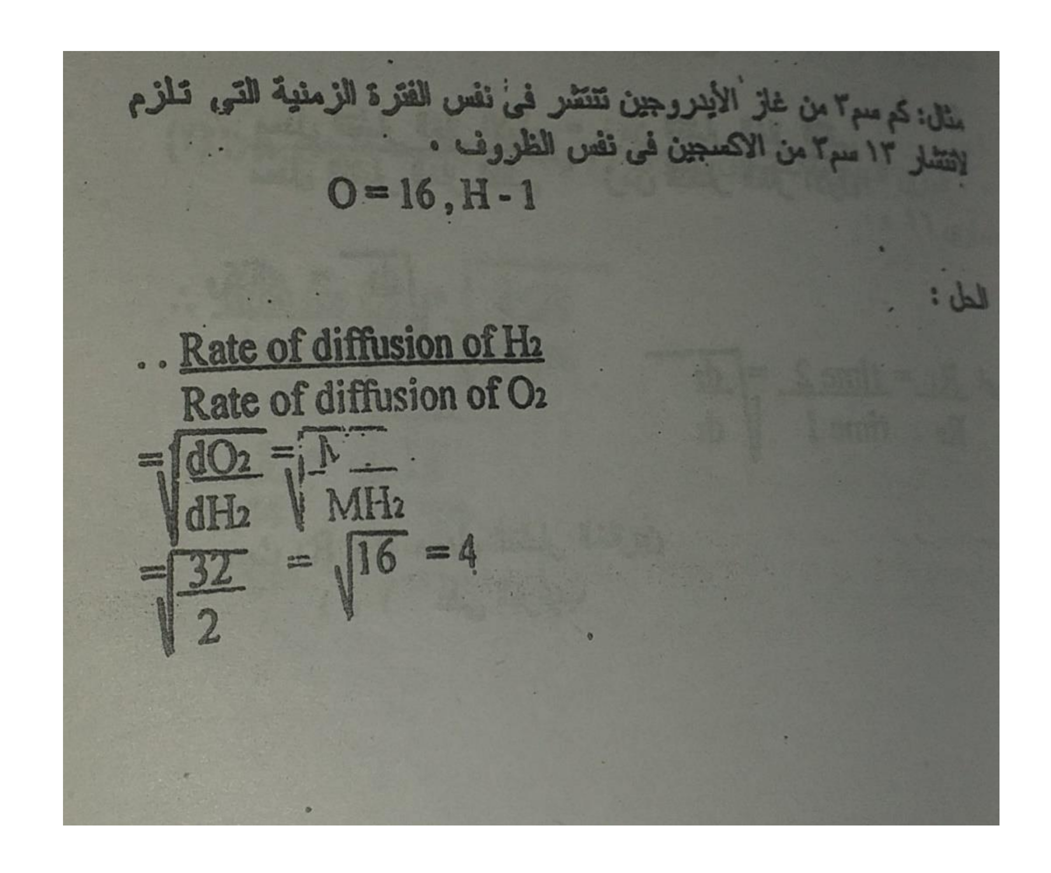
$$\frac{\text{Rate of diffusion of gas (1)}}{\text{Rate of diffusion of gas (2)}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

وبالتالى نستطيع تعيين الوزن الجزيئى وكذلك الكثافة لغاز معين بمقارنته عمليا بغاز كثافته معروفة اومعلوم الوزن الجزيئى .

ويمكن توضيح معدل الانتشار النسبى لغاز NH_3 ،غاز Hcl بالنظر الى الشكل التالى :



فيوضع فى هذه الانبوبة جفنتين تبعدان عن بعضهما مسافه متر.وتحتوى الجفنه الاولى على محلول من NH_4OH بينما تحتوى الثانيه على محلول Hcl وعندما يلتقى الغازان يتكون راسب ابيض من NH_4cl ويكون الراسب اقرب الى الجفنه التى تحتوى على محلول حمض Hcl(B) ويفسر ذلك بان كثافه كلوريد الايدروجين تساوى تقريبا ضعف كثافة الامونيا.



مثال: كم سم٣ من غاز الأيدروجين تنتشر فى نفس الفترة الزمنية التى تلزم لانتشار ١٣ سم٣ من الاكسجين فى نفس الظروف .

$O = 16 , H - 1$

الحل :

$$\therefore \frac{\text{Rate of diffusion of } H_2}{\text{Rate of diffusion of } O_2} = \sqrt{\frac{dO_2}{dH_2}} = \sqrt{\frac{M}{MH_2}}$$

$$= \sqrt{\frac{32}{2}} = \sqrt{16} = 4$$

اى ان الايدروجين اسرع فى الانتشار بمقدار ٤ مرات

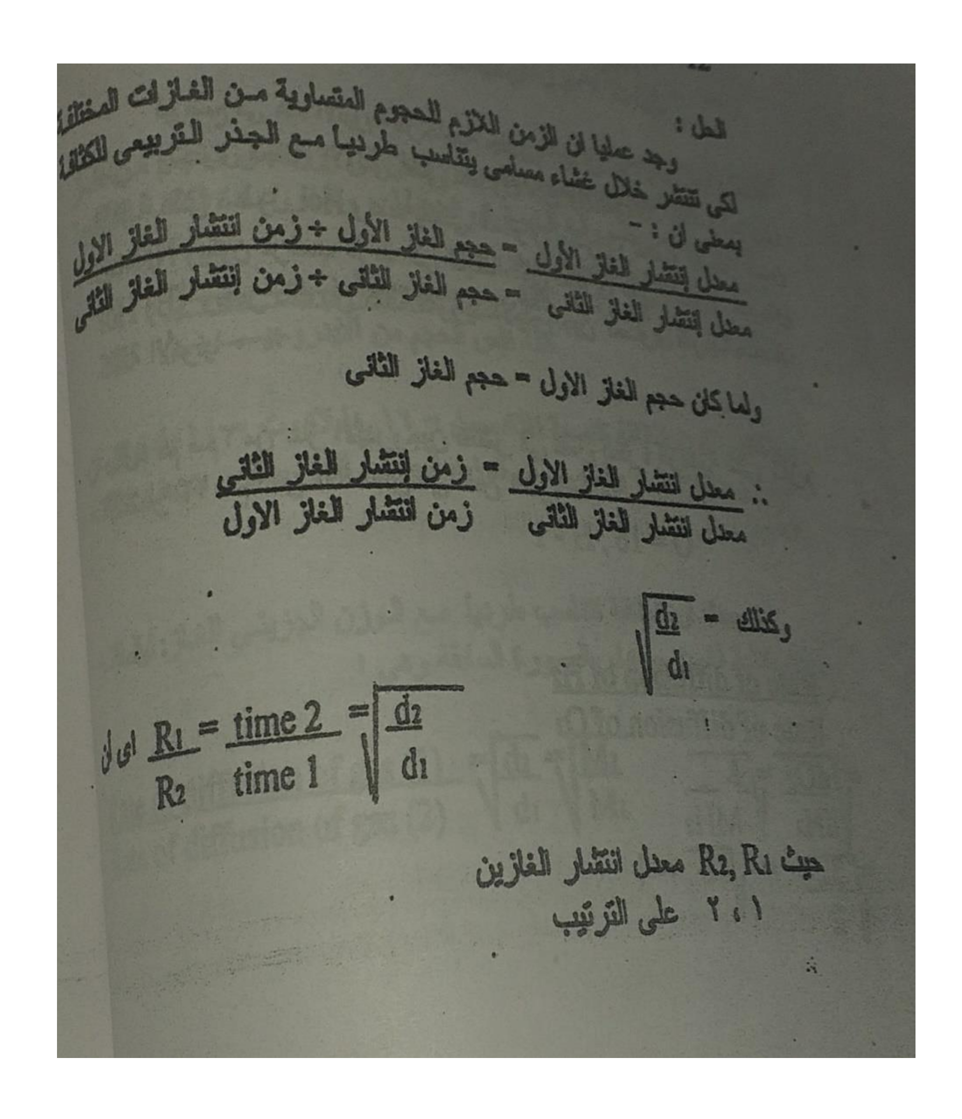
وحيث ان حجم الاكسجين ١٣ سم

حجم الهيدروجين= ٤ x١٣= ٥٢ سم^{٣}

والتى يمكن ان تنتشر فى نفس وقت انتشار ١٣ سم^{٣} من الاكسجين .

مثال: لزم لمرور ٨٥ سم^{٣} من CO_2 من فتحة معينه زمن يساوى ١٧٠ ثانيه وفى نفس الظروف من الضغط والحرارة يحتاج ١٠٠سم^{٣} من النشادر للمرور من نفس الفتحة زمن قدرة ١٢٤,٣ ثانية . احسب الوزن الجزيئى لثانى اكسيد الكربون CO_2 اذا علمت ان :

N = 14 C=12



الحل :

وجد عمليا ان الزمن اللازم للحجوم المتساوية من الغازات المختلفة لكى تنتشر خلال غشاء مسامى يتناسب طرديا مع الجذر التربيعى للكثافة

بمعنى ان : -

$$\frac{\text{معدل إنتشار الغاز الأول}}{\text{معدل إنتشار الغاز الثانى}} = \frac{\text{حجم الغاز الأول} \div \text{زمن انتشار الغاز الاول}}{\text{حجم الغاز الثانى} \div \text{زمن إنتشار الغاز الثانى}}$$

ولما كان حجم الغاز الاول = حجم الغاز الثانى

$$\therefore \frac{\text{معدل انتشار الغاز الاول}}{\text{معدل انتشار الغاز الثانى}} = \frac{\text{زمن إنتشار الغاز الثانى}}{\text{زمن انتشار الغاز الاول}}$$

وكذلك $= \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$

اى ان $\frac{R_1}{R_2} = \frac{time\ 2}{time\ 1} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$

حيث R_2, R_1 معدل انتشار الغازين ١، ٢ على الترتيب

وبالتالى يمكن حل المثال السابق كما يلى :

$$\text{Rate of diffusion of } CO_2 = \frac{85}{170} = 0.5 \text{ cm}^3\text{/sec.}$$

$$\text{Rate of diffusion of } NH_3 = \frac{100}{124.3} = 0.805 \text{ cm}^3\text{/sec.}$$

$$\therefore \frac{R\ CO_2}{R\ NH_3} = \sqrt{\frac{M\ NH_3}{M\ CO_2}}$$

$$\therefore \frac{0.5}{0.805} = \sqrt{\frac{17}{M\ CO_2}}$$

$$\therefore M \text{ for } CO_2 = 44.0789$$

مثال : اذا علمت ان الزمن اللازم لحجم معين من غاز ما لكى يمر من فتحه معينه يساوى ٤٤ر١ دقيقة- وفى نفس الظروف يحتاج حجم مماثل من الاكسجين الى٨ر١ دقيقة للمرور من نفس الفتحة . احسب كثافة الغاز المذكور بالنسبة للايدروجين.

الحل :
، الوزن الجزيئى للاكسجين يساوى ٣٢ وكثافتـه بالنسبة للايدروجين (٢) تساوى ١٦ ،

$$\therefore \frac{\text{time for O2}}{\text{time for gas}} = \sqrt{\frac{d\ O2}{d\ gas}}$$

$$\therefore \frac{1.8}{1.44} = \sqrt{\frac{16}{d\ gas}}$$

$$\therefore d\ gas = 10.24$$

مسائل عامة وحلولها

١. بالون رقيق من المطاط اقصى سعه له ٢٥٠٠ سم^3 ادخلت فيه كمية من غاز تحت ضغط ٧٢ سم زئبق درجة حرارة ٤٧ سيلزيوس فكان حجم البالون ١٦٠٠سم^3 ثم وضع هذا البالون تحت مخلخلة هواء وقيس الضغط فكان ٥٤سم زئبق وكانت درجة الحرارة ٨٧ سيلزيوس .هل ينفجر البالون ؟ ولماذا ؟

الحل :

$$\therefore \frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'}$$

$$\therefore \frac{72 \times 1600}{273 + 47} = \frac{45 \times V'}{273 + 87}$$

$$\therefore V' = \frac{72 \times 1600 \times 360}{54 \times 320} = 2400\ cm^3$$

وهنا لاينفجر البالون لان هذا الحجم أصغر من أقصى سعة للبالون $(2500\ cm^3)$.

وهنا لاينفجر البالون لان هذا الحجم اصغر من اقصى سعة للبالون

٢-انبوبة زجاجية شعرية بها خيط من الزئبق وضعت راسيا وفتحتها الى اعلى فكان طول عمود الهواء المحبوس عند درجة انصهار الجليد ٦٥ر١٣ سم احسب طول عمود الهواء عند ١٠٠ سيلزيوس مع اهمال تمدد الزجاج والزئبق علما بان معامل التمدد الحجمى للغازات تحت ضغط ثابت هو $\frac{١}{٢٧٣}$

الحل:

$$\therefore \alpha = \frac{V_t - V_o}{V_0 \times \Delta t}$$

$$\therefore \frac{1}{273} = \frac{V_t - 13.65}{13,65 \times 100}$$

$$\therefore \frac{1}{273} = \frac{V_t - 13.65}{13,65}$$

$$\therefore 5 = V_t - 13.65$$

$$\therefore V_t = 5 + 13,65 = 18,65 \text{ cm.}$$

٣.ادخل خيطا من الزئبق فى انبوبة شعرية زجاجية .ثم وضعت راسية وفتحتها الى اعلى فكان طول عمود الهواء المحبوس ١٦ سم عندما كانت درجة الحرارة ٤٧ سيلزيوس . اوجد درجة حرارة الحمام المائى الذى اذا وضعت فيه هذه الانبوبة يصبح طول عمود الهواء المحبوس ٤ر ٢٢ سم

الحل :

$$\therefore \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\therefore \frac{16}{273 + 47} = \frac{22.4}{T_2}$$

$$\therefore T_2 = \frac{320 \times 22.4}{16} = 448^oK.$$

$$\therefore t_2 - K^o - 273$$

$$\therefore t_2 = 448 - 273 = 175\ ^oC$$

٤. انبوبة شعرية منتظمة المقطع من الزجاج وبها شريط من الزئبق طوله ٥ سم وضعت افقيه فكان طول عمود الهواء المحبوس بها ٢٨ سم احسب طول عمود الهواء المحبوس فى الحالات الاتية :

١. اذا وضعت الانبوبة راسية وفتحتها لاعلى .

٢. ٠ ٠ ٠ ٠ ٠..............لاسفل.

علما بان الضغط وقت اجراء التجربة ٧٥ سم زئبق .

الحل :

A) . . $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$\therefore 75 \times 28 = (75 + 5) V_2$

$\therefore V_2 = 26.25$ cm.

وفى هذه الحالة (A) يزيد الضغط بمقدار طول عمود الزئبق فيكون $80 = 75 + 5$ (الفتحة الى أعلى) .

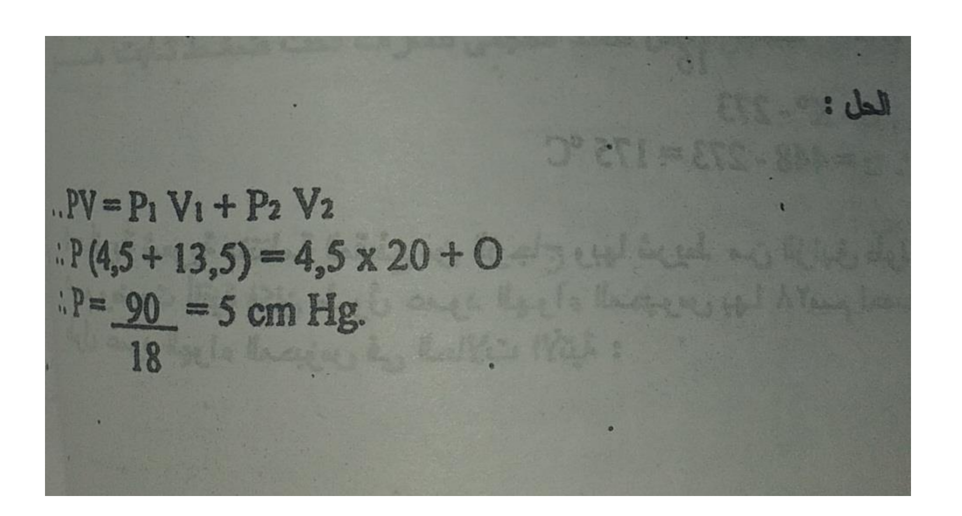
B) . . $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$\therefore 75 \times 28 = (75 - 5) V_2$

$\therefore V_2 = 30$ cm

اما فى هذة الحالة (B) يقل الضغط بمقدار طول عمود الزئبق فيكون 75- 5=70 (الفتحة الى اسفل).

٤.اناءان سعة كل منهما ٥ر٤ لتر ، ٥ر ١٣ لتر على الترتيب يتصلان بعضهما بواسطة انبوبة ذات صمام . فاذا علمت ان الاناء الاول يحتوى على غاز ضغطة ٢٠سم زئبق وان الاناء الثانى به كمية ضئيلة جدا من غاز يمكن اهمالهافاوجد الضغط فى كلا الانائين عند فتح الصمام .



الحل :

$$\therefore PV = P_1 V_1 + P_2 V_2$$

$$\therefore P(4,5 + 13,5) = 4,5 \times 20 + O$$

$$\therefore P = \frac{90}{18} = 5 \text{ cm Hg.}$$

<u>العوامل التى تساعد على عملية الإسالة:</u>

<u>Causes of liquification</u>

١- درجات الحرارة المنخفضة والغرض من ذلك الإقلال من طاقة الحركة الجزيئية حتي تصل إلى نقطة تكثيف الغاز إلى سائل.

٢- الضغوط العالية وتهدف إلى تقارب الجزيئات من بعضها.

<u>طرق الحصول على درجات حرارة منخفضة:</u>

١- *<u>إستخدام المخاليط المبردة:</u>*

مثل مخلوط الثلج وملح الطعام ويمكن الحصول علية علي درجة حراره (-٢٣ ° م) تقريبا ومخلوط كلوريد الكالسيوم مع الثلج (-٥١ ° م) ومخلوط ثأني اكسيد الكربون والإثير (- ١١ ° م) ومخلوط ثأني اكسيد الكربون والصلب والاسيتون (- ١٤٠ ° م).

٢- *<u>إستخدام ظاهرة تبخير السوائل تحت ضغط منخفض :</u>*

(يمتص حرارة التصعيد في الاجسام المغمس لها) ويستخدم لذالك الغازات السائله - فيمكن تبخير ثأني اكسيد الكبريت السائل الحصول علي درجة الحرارة (-٦٥ ° م) وثأني اكسيد الكربون (- ١٣٠ ° م) وقد تجري الطريقة بالتتابع بأن يبرد ثأني اكسيد الكربون بواسطة ثأني اكسيد الكبريت - ثم يستغل ثأني اكسيد في إسالة الاكسجين والاكسجين في إسالة النيتروجين وهكذا .

٣- *<u>وفي الوقت الحاضر تسال الغازات عن طريق إستغلال أثر التبريد الناشئ عن :</u>*

- **جعل الغاز المضغوط يمتد ضد الجذب الداخلي لجزيئات الغاز حيث يبذل الغاز شغلاً داخليا.**
- **جعل الغاز يمتد داخل آلة حيث يؤدي الغاز شغلا خارجيا.**

الحالة السائلة Liquid state

السوائل

تجاذب جزيئات المادة في الحالة السائلة تكون أكثر منها في الحالة الغازية وأقل منها في الحالة الصلبة لذلك تكون حركة جزيئات السائل حركة محدودة ولذا فأن حجم السائل يكون ثابتا ولكن يتغير شكل السائل طبقا للأناء المحتوي عليه .. ولذا فهي تأخذ شكل الإناء الذي توضع فيه ولكن لها سطح يحدد نهاية حجمها وجزيئات السائل قريبة من بعضها البعض ولكن ذلك لا يحول دون تحركها . وعند تسخين السوائل تزداد طاقة الحركة لجزيئاتها وتقل الطاقة بالتبريد حتي تقترب الجزيئات من بعضها وتقل قدرتها علي الحركة حتى تصل إلى تجمد السائل حيث تفقد الجزيئات قدرتها علي الحركة وتكون المسافة بين الجزيئات أصغر ما يمكن والجاذبية بينهما أقوي ما يمكن وهناك ثلاث طرق لتحرك الجزيئات وهي:-

١- حركة تسبب إنتقال الجزئ من مكان إلى آخر (حركة أنتقالية)
٢- حركة يدور فيها الجزئ حول نفسه (حركة دورأنية - محورية)
٣- حركة تسبب ذبذبة أو إهتزاز الجزئ (حركة اهتزازية)

ففي الحالة الغازية يستطيع الجزئ أن يتحرك بالثلاث طرق السالفة وأما في السوائل فتقل الحركة الإنتقالية كثيرا وفي الحالة الصلبة تتحرك الجزيئات بالحركة الإهتزازية. "تتأثر السوائل بالضغط والحرارة بدرجة أقل كثيرا عنها في الحالة الغازية "

وقرب الجزيئات في الحالة السائلة من بعضها البعض يجعل كثافة السوائل أكبر من الغازات كما يقلل من قابليتها للضغط. فكثافة المادة السائلة تكون أكبر مئات بل آلاف المرات عن كثافة نفس المادة وهي في الحالة الغازية فيشغل جرام واحد من بخار الماء عند درجة ١٠٠ ْم وضغط ١ جو حجما يسأوي ١٦٧١ مليلتر بينما يقل هذا الحجم عند تحول هذا الجرام إلى ماء (الحالة السائلة) عند نفس درجة الحرارة والضغط إلى ١.٠٤٣ مل وهذا يدل على أن كثافة السائل قد ازدادت ١٦٠٠ مرة عن نفس المادة وهي ي الحالة الغازية وقوة الجذب للجزيئات في الحالة السائلة تحول دون سرعة أنتشار الجزيئات ولا تستطيع جزيئات السائل الأنفصال عن بعضها إلا إذا توفرت طاقة كافية للتغلب علي هذه القوة ...وهذا هو السبب في أن السوائل لها حجم معين وتقدر قوى الجذب بينها بحوإلى ١٠٠٠ جو مما يجعل أثر الضغط الخارجي عليها تقريبا معدوم....

وللمادة في الحالة السائلة (السوائل) خواص مميزة منها :-

١- *التبخر والضغط البخاري* *Evaporation and vapor pressure*

كما سبق ذكره فأن جزيئات السائل في حركة دائمة في جميع الإتجاهات ويستدل علي ذلك بملاحظة المواد العالقة والدقائق الغروية الموجودة في السائل التي تتحرك في خطوط مستقيمة في جميع الاتجاهات وذلك نتيجة للصدمات المتتإلىة التي تتأثر بها هذه الدقائق من حركة الجزيئات وتسمى هذه الظاهرة بالحركة البراونية Prownian movement.

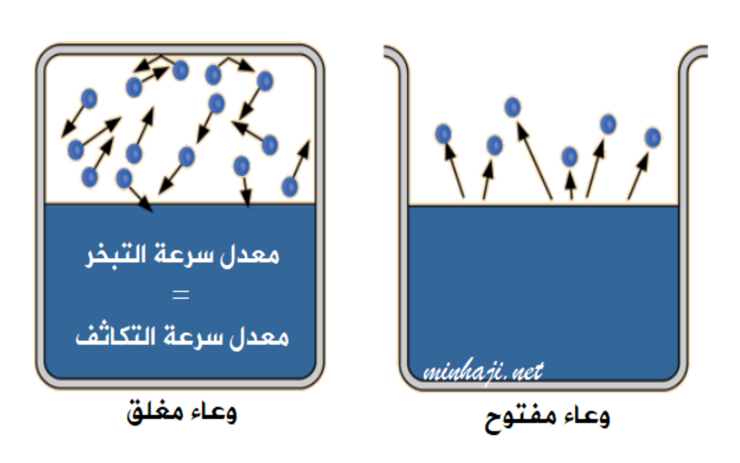
وجزيئات السائل ليست متساوية في طاقة حركتها لذا فأن سرعة حركة بعض الجزيئات يكون أسرع من سرعة الجزيئات العامة ولذا فتستطيع بعض الجزيئات التغلب على قوى الجذب وتترك سطح السائل متحولة إلى الحالة الغازية وتسمي هذه الظاهرة بالتبخر **Evaporation** .

ولما كأنت الجزيئات الهاربة علي هيئة بخار هي الجزيئات ذات الطاقة الحركية الكبيرة فأن طاقة الحركة للجزيئات المتبقية تقل تدريجيا مما يؤدي إلى هبوط درجة الحرارة للسائل إلا إذا اكتسب حرارة من مصدر خارجي وتزداد عملية التبخر بارتفاع درجة الحرارة أو بإمرار تيار من الهواء ليطرد جزيئات البخار من فوق سطح السائل.

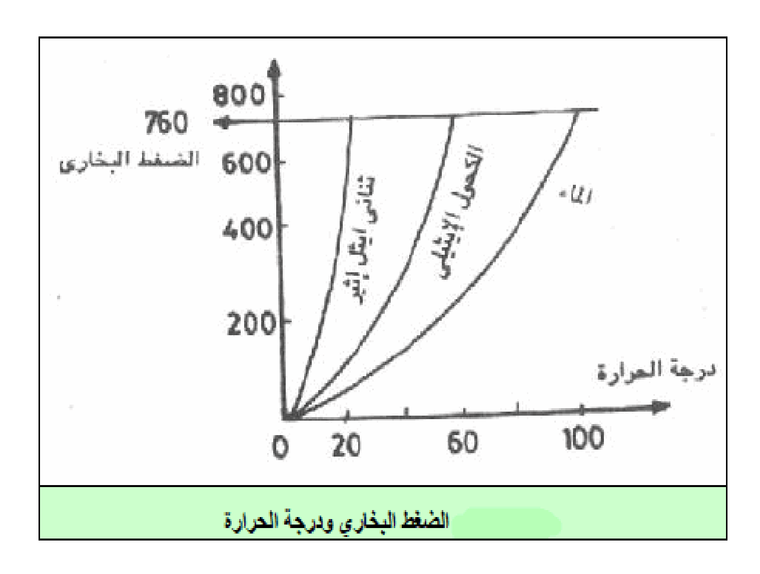
وإذا حدث التبخير فى حيز مغلق فتتجمع الجزيئات المتبخرة فوق سطح السائل ولا يمكنها الإنتشار حيث تبقى محبوسة فى الفراغ فوق سطح السائل فأن الجزيئات التى تحولت إلى غاز تحدث ضغطا خاصا على جدرأن الوعاء يسمى بالضغط البخارى **Vapour Pressure**. ويحدث أن بعض جزيئات البخار تفقد بعض طاقتها فتتكثف إلى سائل مرة أخرى أو تحدث حالات إتزان بين الجزيئات السائلة والغازية ويسمى ذلك بالإتزان الديناميكى **Dynamic Equilibrium**.

حيث يتساوى عندها سرعة البخر وسرعة التكثيف ويعرف البخار فوق سطح السائل بأنه مشبع **Saturated** ويسمى الضغط الناتج عن البخار المشبع وهو فى حالة إتزأن مع السائل بضغط البخار المشبع أو عندما يصبح عدد الجزيئات المنفصلة من سطح السائل مساوية لتلك المكثفة.

وعندما ترتفع درجة الحرارة يزداد بخر السائل حتى يصل إلى حالة إتزان جديدة خاصة بدرجة الحرارة الجديدة ومن ثم يزداد تبعا لذلك ضغط البخار المشبع. أى أن لكل درجة حرارة ضغط بخار مشبع خاص بها وكلما ارتفعت درجة حرارة السائل كلما زاد ضغط البخار المشبع.



ويوضح الرسم التالى العلاقة بين الضغط البخاري ودرجة الحرارة لعدد من السوائل



الضغط البخاري ودرجة الحرارة

****

<u>الغليان Boiling</u>

عندما يصبح ضغط البخار المشبع مسأويا للضغط الواقع علي السائل يبدأ السائل في الغليان متحولا من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية ـ ويتميز الغليان عن التبخر بأن الغليأن لا يصبح مجرد ظاهرة سطحية وأنه يحدث عند درجة حرارة ثابته لا تتغير طالما ثبت الضغط الواقع علي السائل حتي يتم تحويل السائل إلى بخار. وتستهلك الطاقة الحرارية المعطاة للسائل في إتمام هذا التحول ..وتسمى الحرارة اللازمة لتحويل جرام واحد من الماء إلى بخار تحت ضغط ثابت بالحرارة الكامنة للتبخير. وهي بالنسبه للماء ٥٣٩ سعرا. ويمكن تعريف درجة غليان سائل ما بأنها تلك الدرجة التي عندها يصبح الضغط البخاري للسائل مساويا للضغط الجوي .. ومن ثم فإن درجة غليان السائل ترتفع أو تنخفض عن معدلها تبعا لارتفاع أو إنخفاض الضغط الجوي الواقع علي السائل.

<u>الحرارة الكامنة للتصعيد Latent heat of Vaporation</u>

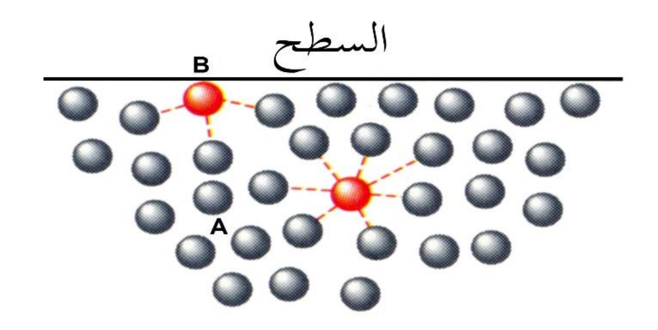
لجزيئات البخار في حالة الإتزان طاقة حركة أكبر من جزيئات السائل أى أن عملية التبخر يصحبها امتصاص طاقة وتعرف كمية الحرارة اللازمة لتبخر جرام واحد من السائل بالحرارة الكامنة للتصعيد وتقاس عادة عند درجة الغليان العادية للسائل وهي للماء ٥٣٩ سعر للجرام.

وتعرف كمية الحرارة اللازمة لتبخير جرام جزيئي من السائل بالحرارة الكامنة الجزئية للتصعيد Molar heat of Vaporation.

****

<u>التوتر السطحي Surface tension</u>

تخضع جزيئات السوائل لعوامل قوى جذب ولما كات هذه القوى تختلف تبعا لإختلاف وضع الجزيئات. إذا تصورنا أحد الجزيئات A داخل السائل تجده محاطا بجزيئات من جميع الجهات

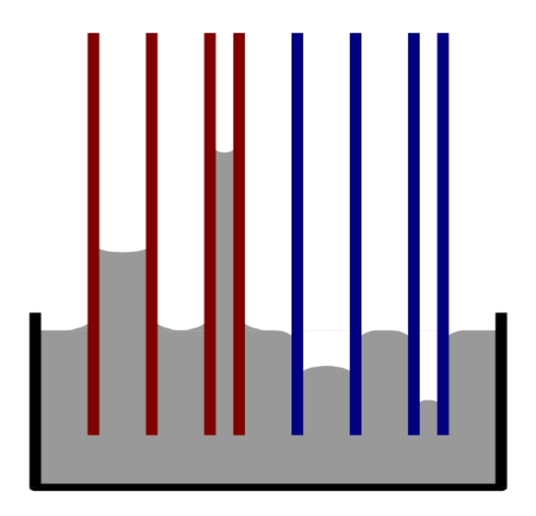


وتؤثر عليه قوى الجذب بالتساوى بينما يقع الجزئ B علي السطح تحت تأثير قوي الجذب للداخل فقط . لذلك فإن سطح السائل ينكمش إلى أصغر مساحة ممكنة. وتعرف هذه الظاهرة بالتوتر السطحي وهي تفسر كثيرا من خواص السوائل مثل اتخاذ قطرات السائل دائما الشكل الكوري . وإرتفاع السوائل في الأنابيب الشعرية. كما نجد أن بعض السوائل تبلل الزجاج مثل الماء والكحول بينما البعض الآخر لا يبلله مثل الزئبق ويتوقف هذا علي مقدار قوي التجاذب بين جزئيات السائل ونفسها قوي التماسك " Cohesive Forces " وبين جزيئات السائل والمادة الصلبه مثل الزجاج الذي يلامسها " Adhesive Forces " ففي حالة السوائل التي تبلل الزجاج تكون قوي الاتصاق أكبر من قوي التماسك فيكون السائل مشدودا لسطح السائل ويأخذ الشكل المقعر "Concave" وتكون زاوية التماس (contact angle) صغيرة ويمكن اعتبارها صفرا. أما في حالة الزئبق فتكون قوي الالتصاق أقل من قوي التماسك ويكون سطح السائل محدب (convex) وتكون زاوية التماس ١٨٠ ْ تقريبا.



وعند غمس أنبوبة شعرية في سائل يبلل الزجاج مثل الماء فإن السائل يكون غشاء رقيقا منه علي الجدران الداخلية للأنبونة مما يؤدي إلى زيادة سطح. وحيث أن قوة التوتر السطحي تعمل علي تقليل مساحة هذا السطح إلى أصغر حد ممكن فإن الطريقة الوحيدة إلى ذلك هو أن يرتفع السائل داخل الأنبوبة ويستمر في الصعود إلى أن تتسأوي قوة الشد إلى أعلى المؤثرة في محيط الأنبوبة مع القوة الناتجة عن الجاذبية الأرضية التي تجذب عمود السائل إلى أسفل.

وبذلك يمكن تفسير ارتفاع الماء في الأنابيب الشعرية بأن الجزيئات الملاصقة لجدار الأنبوبة تعمل علي رفع السائل إلى أعلى حتي يصبح وزن عمود السائل مساويا لقوة الشد السطحي.



اللزوجة Viscosity

تختلف سرعة تدفق السوائل في الأنابيب فالماء أسرع من الجلسرين (الماء اقل لزوجة) و عند تدفق سائل في أنبوبة فإنه لا يتحرك كوحدة بسرعة واحدة بل يمكن اعتباره مكونا من عدة طبقات و تكون الطبقات الموجودة في منتصف الأنبوبة أكثرها سرعة و تسمي بالطبقات المتحركة Mobile Layers. وعلي ذلك تعرف اللزوجة بأنها مقاومة السائل للإنسياب (مقياس لسرعة سريان السائل بتأثير قوى معينة) حيث تبدي جميع السوائل مقاومة معينة للسريان، تختلف من سائل لآخر.

و تقل سرعة هذه الطبقات كلما اقتربت من جدار الأنبوبة و تسمي الطبقات الملاصقة للجدار بالطبقات الساكنة Stationary Layers و نتيجة لاختلاف سرعة هذه الطبقات ينتج نوع من الاحتكاك بين طبقات السائل يعمل علي المقاومة ، و هذا الاحتكاك هو الذي يسمي اللزوجة

يرمز لمعامل اللزوجة η و يعرف بأنه القوة بالدَّاين علي السنتيمتر المربع اللازم لإحداث فرق في السرعة قدره ١سم /ثانية بين طبقتين متجاورتين و متوازيتين من السائل بينهما مسافة تساوى ١ سم

قياس معامل اللزوجة :

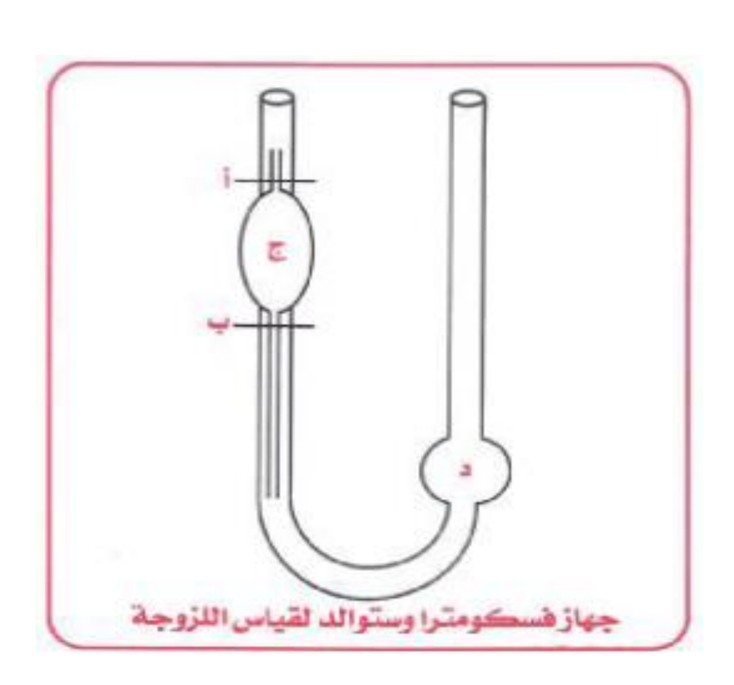
يمكن تعيين معامل اللزوجة η لسائل لقياس سرعة تتدفق السائل في انبوبة شعرية باستخدام معامل بواسيل (poiseuille)

$$\eta = \frac{\pi r^4 t P}{8 L V}$$

حيث :-

η: معامل (درجة) اللزوجة وينطق (إيتا) ووحدتها البواز (Poise) .
r: نصف قطر الأنبوبة بوحدة (cm).
t: الزمن اللازم لتدفق السائل بوحدة الثانية (sec).
P: الضغط الواقع على السائل.
L: طول الأنبوبة الشعرية بوحدة (cm).
V: حجم السائل المستخدم (بوحدة cm^3).

تقاس اللزوجة عادة بما يسمى باللزوجة النسبية وذلك بقياس زمن سريان حجم معين من سائلين مختلفين خلال أنبوبة شعرية، ثم نقارن زمن سريانها .ويمكن ايجادها عملياً باستخدام جهاز فيسكوميتر(استوالد) Ostwald Viscometer



جهاز فسكومترا وستوالد لقياس اللزوجة

❒ خطوات قياس اللزوجة النسبية لسائل باستخدام جهاز الفيسكومتر:
(١) توضع كمية مناسبة من السائل المراد ايجاد لزوجته في الإنتفاخ (د)
(٢) يسحب السائل إلى الانتفاخ (ج)
(٣) نحسب الزمن (t_1) الذي يستغرقه السائل للسريان من العلامة (أ) إلى العلامة (ب)

(٤) يغسل الجهاز ثم تعاد التجربة مع سائل آخر ونحسب الزمن (t_2) له بنفس الخطوات السابقة.
(٥) بمقارنة t_1 مع t_2 يمكن حساب معامل اللزوجة.

إذا كان لدينا سائلين مختلفين لهما نفس الحجم وكان معامل اللزوجة لهما (η_1 , η_2) وكان زمن تدفقهما (t_1 , t_2) فإن:

$$\eta_1 = \frac{\pi r^4 t_1 P_1}{8 L V}$$

$$\eta_2 = \frac{\pi r^4 t_2 P_2}{8 L V}$$

وبقسمة (η_1) على (η_2)

$$\frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{\frac{\pi r^4 t_1 P_1}{8 L V}}{\frac{\pi r^4 t_2 P_2}{8 L V}}$$

$$\Rightarrow \quad \frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{\pi r^4 t_1 P_1}{8 L V} \times \frac{8 L V}{\pi r^4 t_2 P_2}$$

$$\frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{t_1 P_1}{t_2 P_2}$$

وحيث أن الضغط يتناسب مع الكثافة (d)

$$\frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{d_1\ t_1}{d_2\ t_2}$$

$$\eta_1 = \eta_2 \left(\frac{d_1\ t_1}{d_2\ t_2} \right)$$

$$\eta_2 = \eta_1 \left(\frac{d_2\ t_2}{d_1\ t_1} \right)$$

حيث:

η_1 / η_2 : اللزوجة النسبية ηrelative

η_1: اللزوجة المطلقة للسائل الأول

η_2: اللزوجة المطلقة للسائل الثاني

d_1: كثافة السائل الأول

d_2: كثافة السائل الثاني

t_1 : زمن السائل الأول

t_2 : زمن السائل الأول

(جميع عوامل الضغط P_1, P_2 ثابتة فيما عدا كثافة السائل d_1, d_2)

ويسمي المقدار $\frac{\eta 1}{\eta 2}$ باللزوجة النسبية وبمعرفة لزوجة الماء يمكن معرفة لزوجة السائل. أما مقلوب اللزوجة $\frac{1}{\eta}$ ويسمي بالسيولة Fluidity و يرمز له بالرمز (f) وهو مقياس لقابلية السائل للحركة و بإذابة مواد مواد غير إلكتروليتية في الماء مثل الكحول او السكر و كذلك وجود مواد عالقة يؤدي إلي زيادة اللزوجة بينما تؤدي إذابة مواد الكتروليتية بتركيز صغير إلي نقص اللزوجة .

ولقد وجد أن اللزوجة تقل بمقدار ٢% تقريبا بإرتفاع درجة الحرارة درجة واحدة مئوية . و يعلل هذا التأثير بأن الحرارة تزيد من قابلية الجزيئات للحركة و قد يؤدي هذا إلي إنتقال جزيئات من طبقة إلي طبقة مجاورة مما يوضح أن اللزوجة يمكن اعتبارها دليل علي الترابط الجزيئي في السائل .

المحاليل Solutions

المحلول Solution مخلوط متجانس يتركب من مكونين علي الأقل مذيب (الماء الموجودة بوفرة) و مذاب (المادة الأقل) وبالرغم من تجانسه فهو مخلوط لأن تركيبه قابل للتغيير

فبزيادة أو قلة كمية ملح الطعام مثلا يمكن الحصول علي عدد لايحصي من محاليل ملح الطعام مع الماء ولكنها تامة التجانس ولو كانت الإذابة هنا تفاعل كيميائي لما أمكن الحصول علي هذا العدد من محاليل ملح الطعام أضف إلي ذلك سهولة إجراء فصل مكونات المخلوط دون الإستعانة بوسائل كيميائية فيكفي لذلك مجرد التقطير أو التقطير الجزئي أو التبخير مثلا .
قد يتبادر إلي الذهن أن المحاليل تتكون من مذاب صلب مع الماء كمذيب حقيقة أن هذه حالة أغلب المحاليل بل و أهمها ولكن ماذا تسمي الروائح العطرية (الكولونيا) .
لا شك أنها محاليل فيها كل من المذيب (كحول) و المذاب (زيت عطري) سائل وفي الحقيقة يمكن تقسيم المحاليل إلي تسعة أقسام :

(١) صلب في سائل (ملح الطعام و الماء)

(٢) سائل في سائل (الدهون او الشموع في البنزين)

(٣) غاز في سائل (المياه الغازية)

(٤) صلب في صلب (جميع السبائك)

(٥) سائل في صلب (انواع الجلي gels)

(٦) غاز في صلب (الايدروجين في النيكل او البلاتين)

(٧) صلب في غاز (الدخان)

(٨) سائل في غاز (الضباب)

(٩) غاز في غاز (الهواء الجوي)

ويعبر عن التركيز بالطرق الآتية:

أ- تركيز حجمى Volume Concentration

(١) عدد الجرامات الجزيئية في اللتر من المحلول و تسمي molarity و يسمي المحلول الذى يحتوي اللتر منه علي جرام جزئ واحد من المذاب بالمحلول الجزيئي الحجمي Molar Solution و يرمز له بالرمز M و المحلول الذى يحتوي اللتر منه علي ٢ جرام جزئ يسمي 2M .... و هكذا .

(٢) عدد الأوزان المكافئة بالجرامات (الجرام – مكافئ) الموجودة في اللتر من المحلول و تسمي بالعيارية Normality و يسمي المحلول الذى يحتوي اللتر منه علي جرام مكافئ واحد من المذاب بالمحلول العيارى Normal solution و يرمز له بالرمز N و المحلول الذى يحتوي اللتر منه علي ٢ جرام مكافئ يسمي 2N و الذي يحتوي اللتر منه علي $\frac{1}{10}$ جرام مكافئ يسمي 0.1 N أو $\frac{1}{10}$ عيارى .

ب- تركيز وزنى Weight concentration

١. عدد الجرامات الجزيئية في ١٠٠٠ جرام من المذيب و يسمي Molality و يسمي المحلول الذي يحتوى ١٠٠٠ جرام من المذيب جرام جزئ واحد بالمحلول الجزيئي الوزنى Molal Solution .

٢. **<u>الكسر الجزيئى Mole Fraction</u>**

و يعبر عن الكسر الجزيئي لمادة ما بأنه عد الجرامات الجزيئية Molas لهذه المادة مقسومة علي مجموع الجرامات الجزئية الموجودة في المحلول. أو هو النسبة بين عدد مولات أحد مكونات المحلول (n) إلى مجموع مولات كل مكوناته (n_t).

وبفرض أن لدينا ثلاث مواد (A,B,C) وعدد مولات هذه المواد (n_A, n_B, n_C) فإن الكسر المولي للمواد هو:

$$X_A = \frac{n_A}{n_t} \quad , \quad X_B = \frac{n_B}{n_t} \quad , \quad X_C = \frac{n_C}{n_t}$$

ومجموع هذه الكسور المولية يساوي دائماً الواحد الصحيح:

$$\sum X = 1$$

$$X_A + X_B + X_C$$

$$\frac{n_A}{n_t} + \frac{n_B}{n_t} + \frac{n_C}{n_t} = \frac{n_t}{n_t} = 1$$

٣. ***<u>النسبة المئوية بالوزن</u>*** **و هي عدد الجرامات الموجودة في ١٠٠ جرام محلول أو**

$$\frac{\text{وزن المادة}}{\text{وزن المحلول}} \times ١٠٠$$

المحاليل المختلفة ونسبة الذوبان:

أولا: محاليل الغازات في الغازات :

تمتزج الغازات امتزاجا تاما و تعتبر خواص المخلوط مجموع خواص مكوناته الغازية (إذا لم يكن هناك تفاعل كيميائي بينهم) فنجد مثلا أن الضغط الكلي لمخلوط من الغازات – مجموع الضغط الجزيئية للغازات المكونة للمخلوط كما ينص قانون دالتون للضغوط الجزئية (راجع باب الحالة الغازية) .

ثانيا محاليل الغازات في السوائل :

يعبر عن ذوبان الغازات في السوائل بمعامل الامتصاص Absorption Coefficient ويعرف بانه حجم الغاز في معدل الضغط ودرجة الحرارة الذي يكفي لتشبع ١سم مربع من سائل ما عند درجة حرارة التجربة و تحت ضغط الغاز قدره (١) جو.

$$\text{معامل الامتصاص} = \frac{\text{(حجم الغاز م.ض.د)} V0}{\text{(السائل حجم)} V.P \text{ الضغط)}}$$

العوامل التى تؤثر على ذوبان الغازات :-

أ- طبيعة الغاز :

نجد عادة أن الغازات صعبة الإسالة مثل الأكسجين و النتروجين شحيحة الذوبان ، بينما نجد أن الغازات سهلة الإسالة كذلك الغازات التي تتفاعل مع الماء تذوب بسهولة .

ب- طبيعة السائل :

نجد أن النيتروجين مثلا يذوب في الكحول اكثر من الماء .

ج- درجة الحراة :

يقل الذوبان بارتفاع درجة الحرارة حتي تصل إلي درجة الغليان فلا يوجد أي اثر تقريبا لاي غازات ذائبة (خاصة تلك الغازات التي تذوب بقلة) إلا أنه لوحظ أن بعض الغازات الخاملة تزداد قابليتها للذوبان بارتفاع درجة الحرارة .

د- الضغط : قانون هنرى Henry's Law

تتناسب كتلة الغاز m التي تذوب في حجم معين من سائل تناسبا طرديا مع ضغط الغاز P ثابت

$$m \propto p, \quad m = k\,p, \quad k = \frac{m}{p}, \quad k = \text{ثابت}$$

و يؤدي قانون هنري إلي أن حجم الغاز المذاب يكون ثابت ولا يتوقف علي ضغط الغاز و ذلك لأنه عند ضغط p تكون كتلة الغاز المذابة M كثافته d أي أن الحجم $v = \frac{m}{d}$ وعند ضغط 2p تكون كتلة الغاز المذابة 2m كثافته 2d أي أن الحجم $v = \frac{2m}{2d}$ أو بمعرفة ان

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

حيث p = لضغط ، v = الحجم ، m = كتلة الغاز ، M = الوزن الجزيئي الثابت للغاز ، T = درجة الحرارة المطلقة (باب الغازات) نجد ان :-

$$V = \frac{m}{M} \cdot \frac{PT}{P} = \frac{m}{P} \cdot \frac{RT}{M}$$

و بما أن $\frac{m}{P}$ ثابت من قانون بويل ، m ثابت ، M ثابت و عند ثبوت درجة الحرارة T فإن حجم الغازات ثابت .

ويحيد قانون هنري مثل معظم قوانين الغازات في درجات الحرارة المنخفضة و تحت الضغوط العالية .

هـ - وجود مواد ذائبة :

نجد ان ذوبان الغازات في المحاليل تقل من السوائل النقية و يسمي هذا التأثير Salting Out و ذلك بسبب بعض جزيئات السائل حول الأيونات Hydration of Ions.

****

ثالثا : محاليل السوائل في السوائل :-

يمكن تقسيم محاليل السوائل في السوائل إلي ثلاثة أنواع و ذلك حسب قابلية كل من المذيب و المذاب بالإمتزاج مع بعضها :-

١- محاليل تامة الإمتزاج Completely Miscible

وفي هذه لحالة يمتزج كل من المذيب و المذاب مع بعضهما البعض بجميع النسب إمتزاجا كاملا مثل الكحول و الماء أو الأسيتون و الماء .

٢- محاليل محدودة الإمتزاج Partially Miscible

و في هذه الحالة يمتزج كل من السائلين في الآخر بمقدار محدود أي أن كمية محدودة من السائل تذوب في السائل الأخر مثل الإيثير و الماء أو الفينول و الماء .

٣- محاليل عديمة الإمتزاج Completely Immiscible

و فيها لا تمزج السوائل مع بعضها البعض و تكون قابلية ذوبان السائل في السائل تكاد تكون معدومة أو قليلة للغاية حيث إهمالها و ذلك مثل الماء و البروموبنزين .

محاليل السوائل تامة الامتزاج Completely Miscible

ذوبان السوائل في بعضها البعض تتوقف على درجة الحرارة ونوع السائل فإذا كانت الخواص الكيميائية لسائلين متقاربة من بعضها البعض تزداد قابليتها للذوبان ويمكن اعتبار كلنا منها مذيب ومذاب في نفس الوقت وكما سبق توضيحه أن جزيئات السائل تريد الانفلات من بعضها والانطلاق في الفضاء الخارجي لتكوين أبخرة وهذه إحدى خواص السوائل ولقياس قابلية انفلات الجزيئات تقاس بالضغط البخاري.

الضغط البخاري المحاليل

اذا وضع محلول سائلين A , B وهما تاما الامتزاج في إناء مغلق فان الحيز الذي اعلي المحلول يحتوي علي بخار للسائلين وعند افتراض أن بخار السائلين يسلك سلوك الغاز المثالي فإن الضغط الكلي للمحلول (أ) يساوي مجموع الضغوط البخارية الجزئية للسائلين حيث يكون :

$$P = P_A + P_B$$

حيث ان P_A الضغط البخاري للسائل A

حيث P_B الضغط البخاري للسائل B

ويتوقف الضغط البخاري الكلي للمحلول على نسبة كلنا من السائلين في المحلول ويمكن تقسيم هذه المحاليل طبقا لتغير ضغطهما البخاري مع التركيز إلي نوعين هما:

أ-المحاليل المثالية Ideal Solution

ب- محاليل غير مثالية Non deal Solution

أ)- المحاليل المثالية Ideal Solution

المحلول المثالي هو محلول سائلين أو أكثر في حالة امتزاج كامل وحيث لا تتأثر قوي التجاذب الموجودة بين جزيئات اي سائل بوجود جزيئات السائل الآخر من الانفلات والتحول إلى الحالة الغازية وتمتاز المحاليل المثالية بالمميزات التالية:

١- عند مزج سائلين فان جزيئاتها لا تتأثر ببعضها البعض وتبقي كما هي في حالة السائل النقي
٢- عند مزج السائلين لا يحدث تغيير في درجة حرارة المحلول..
٣- لا تتغير الحجوم النهائية عن مجموع الحجوم للسائلين منفردين.
٤- الخواص الطبيعية للمحلول تكون وسطا بين خواص السائلين المكونين للمحلول.
٥- تتبع هذه المحاليل قانون راؤولت.

والجدير بالإشارة بان هذه المحاليل قليلة جدا ولكن عادة يطلق على المحاليل التي تقترب منها بالمحاليل المثالية

قانون راؤولت RAOULTS LAW

" الضغط الجزيئي لأي مادة متطايرة في محلول يساوي الضغط البخاري للمادة النقية مضروبا في الكسر المولى لهذه المادة في المحلول .

كما أوضح راؤولت أنه إذا أذيبت مادة غير متطايرة في مذيب فان الضغط البخاري للمحلول يكون اقل من الضغط البخاري للسائل.

ولتوضيح ذلك فإذا فرضنا أن هناك محلول يتكون من سائلين A،B و هما تاما الامتزاج وان الضغط البخاري للسائل الأول P_A وان الضغط البخاري للسائل الثاني هو P_B والضغوط الجزيئية لهما في المحلول P_A ، P_B كما أن الكسر المولى لها X_A ، X_B فانه بتطبيق قانون راؤولت:

1- $P_A = P°_A \, . \, X_A$

2- $P_B = P°_B \, . \, X_B$

3-

الضغط الكلي للمحلول أ $P = P_A + P_B$

بالتعويض في المعادلتين ١؛٢ في المعادلة ٣

4- $P = P°_A \, . \, X_A + P°_B \, . \, X_B$

واذا كان مجموع الكسر المولي لكل من السائلين الاول والثاني =١

$$X_A + X_B = 1$$
$$X_B = 1 - X_A$$

وبالتعويض في المعادلة ٤ عن قيمة X_B

$$P = P°_A \, . \, X_A + P°_B \, (1 - X_A)$$
$$= P°_A \, . \, X_A + P°_B - P°_B \, . \, X_A$$
$$= P°_A + P_A \, . \, X_A - P°_B \, . \, X_A$$

5- $P = P°_B + X_A \, (P°_A - P°_B)$

وبالتعويض بالمعادلة ٤ وبالمعادلة ٥

6- $P = P_A + X_B \, (P°_B - P°_A)$

حيث أن

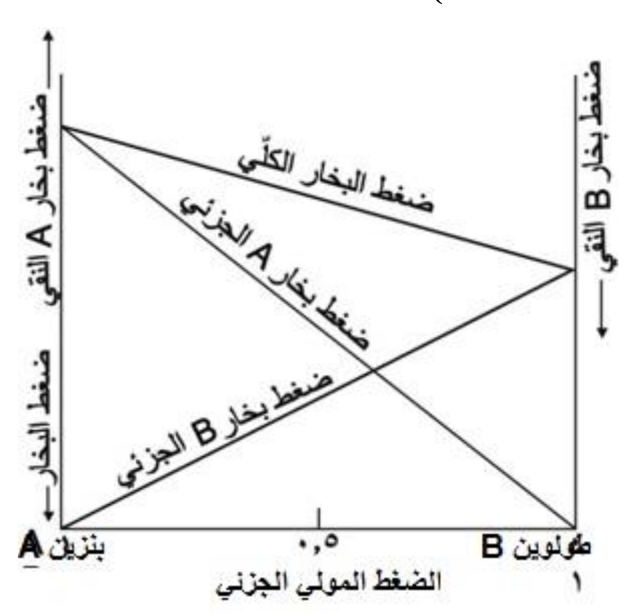
الضغط البخاري للسائل $P°_A = A$

الضغط البخاري للسائل $P°_B = B$

$X_A = A$ الكسر المولى للسائل

$X_B = B$ الكسر المولى للسائل

المعادلتان ١،٢ هي معادلات خط مستقيم يكون فيها القاطع – صفر
وذلك يعني أن الخط المستقيم يمر بنقطة الأصل ولذا فان اي تغيير في الضغط البخاري
الجزيئي لأي من السائلين في المحلول المثالي.
والشكل التالي يوضح علاقة الضغط البخاري الجزيئي لكل من السائلين بالكسر الجزئي وكذلك
قيمة الضغط البخاري الكلى (طولوين و البنزين).
المعادلتان ٦،٥ تمثل تغير الضغط البخاري الكلى للمحلول وهي كذلك معادلة خط مستقيم
يقطع المحور الرأسي في $P°_A$ او $P°_B$
ويتضح كذلك أن الضغط البخارى للمحلول يساوي مجموع الضغطين الجزئيين لكلا من
السائلين A،B (البنزين والطولوين) .



الشكل يوضح امتزاج مثلي للسائلين البنزين والطولوين وأن الضغط الكلي للمحلول عبارة عن
خط مستقيم

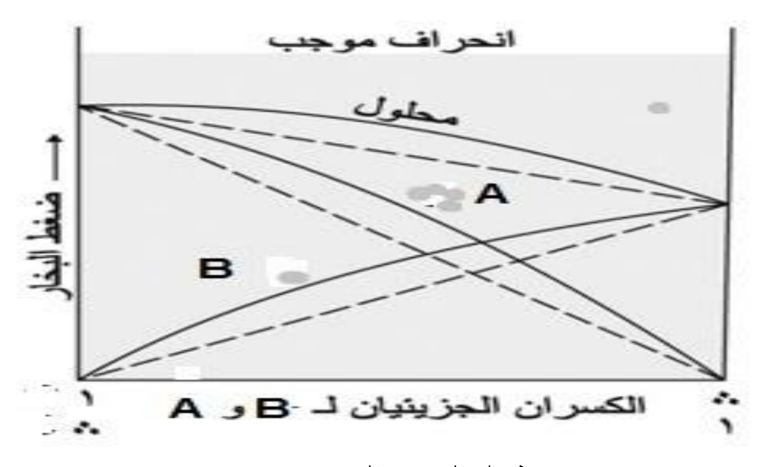
ب)- محاليل غير مثالية *Non Ideal Solution*

المحاليل الغير مثالية هي التي يحيد فيها المحلول عن قانون راؤولت، ويحدث هذا الحيود عندما تكون قوي التجاذب من جزيئات السائلين الممزوجين ليست متساوية حيث تكون الجاذبية بين جزيئات المحلول لها أثرها على سلوك المحلول فإذا كانت قوى التجاذب بين جزيئات أحد السائين أقوى منها في السائل الآخر فان السائل الأخير يسهل إفلات جزيئاته وتتحول إلى ذرات فيصبح ضغطه البخاري أعلي من قيمته عند تطبيق قانون راؤولت وبالتالي يزداد ضغط بخار المحلول عن قيمته المحسوبة او يحدث العكس ويكون الضغط البخاري

للمحلول أقل من قيمته المحسوبة أي أن الضغط البخاري للمحلول في حالة المحاليل الغير مثالية يختلف عما يجب أن يكون عليه طبقاً لقانون راؤولت.
ولذا فهناك نوعان من الحيود عن المحلول المثالي أو عن قانون راؤولت حيث يكون هذا الحيود سالبا أو موجبا.

الحيود الموجب Positive Deviation

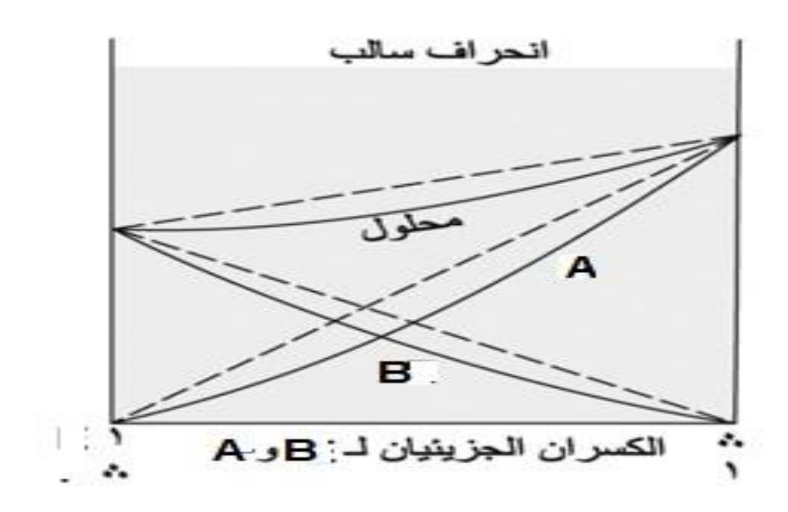
في حالة الحيود الموجب تكون قوي الجذب بين جزيئات السائل النقي مع بعضها البعض اقوى من قوى التجاذب بين جزيئات المحلول فإذا كان هناك سائلين A،B فان قوى التجاذب بين جزيئات (A-A) أو (B-B) تكون أكبر من قوى التجاذب بين (B-A) ووجود جزيئات السائل (A) في المحلول يؤدي إلى أضعاف قوى الجذب بين (A-A) والعكس صحيح بالنسبة للسائل الآخر وذلك يؤدي إلى زيادة ميل جزيئات كل من السائلين للانفلات والتحول إلى الحالة البخارية وبذلك يصبح الضغط البخاري الجزئي لأي من السائلين وكذا الضغط الكلى للمحلول اكبر من القيمة المتحصل عليها من قانون راؤولت.
والشكل التالي يوضح الحيود الموجب وفيه يظهر الضغط البخاري الكلي على شكل منحني محدب ومن أمثلة الحيود الموجب محلول كحول البروبايل والماء.



شكل الحيود الموجب

الحيود السالب Negative Deviation

قوى التجاذب (في حالة الحيود السالب) بين جزيئات السائل النقي A أو B تكون أقل منها في حالة التجاذب بين جزيئات المحلول (B-A) ي يكن قوي التجاذب بين جزيئات المحلول اكبر من قوى التجاذب بين جزيئات السائل منفردا وبذلك تكون فرصة انفلات الجزيئات من المحلول اقل منها عن في السائل النقي وعلى ذلك فان الضغط البخاري الجزئي لكل من السائلين والضغط الكلى للمحلول يصبح اقل من قيمته المحسوبة بقانون راؤولت
والشكل التالي يوضع الحيود السالب وفيه يظهر الضغط البخاري الكلى على شكل منحنى مقعر ومن أمثلة ذلك محلول حمض الهيدروكلوريك في الماء..



شكل الحيود السالب

ويتضح الحيود السالب في الحالات التي يتكون بين السائلين روابط مثل الروابط الأيدروجينية بين ذرة أكسوجين في مركب يمكن أن تساهم بزوج من الإلكترونات وذرة ايدروجين (بروتون) يمكن أن تستقبل زوج من الإلكترونات ولو بصفة جزئية لتتكون رابطة ضعيفة عن الروابط التساهمية العادية وتمثل بخط منقط........... مثل الكلورفورم وحامض الخليك

$$CH_3COOH \qquad CHCl_3$$

أو الماء وحامض الايدروكلوريك $H\text{-}CL.......H_2O$

اما معظم السوائل فلها حيود موجب حيث يقلل من وجود جزيئات السائل الثاني قوي الجذب بين جزيئات السائل الأول.

وإذا كانت جزيئات السائلين غير قطبية Nonpolar مثل رابع كلوريد الكربون CCL_4 والهبتان C_7H_{16} أو كانت قطبيتها ضعيفة مثل الايثير $(C_2H_5)_2O$ والأسيتون $CH_3\ CO\ CH_3$ نجد أن الحيود الموجب في هذه الحالة ضعيف. أما اذا كانت جزيئات أحد السوائل قطبية قوية والأخرى قطبية ضعيفة أو أن أحد السوائل قطبى والآخر غير قطبي مثل الكحول وأي هيدركربون نجد أن الحيود الموجب قوي وقد يؤدي الي الوصول إلى حالة الإمتزاج المحدود.

****

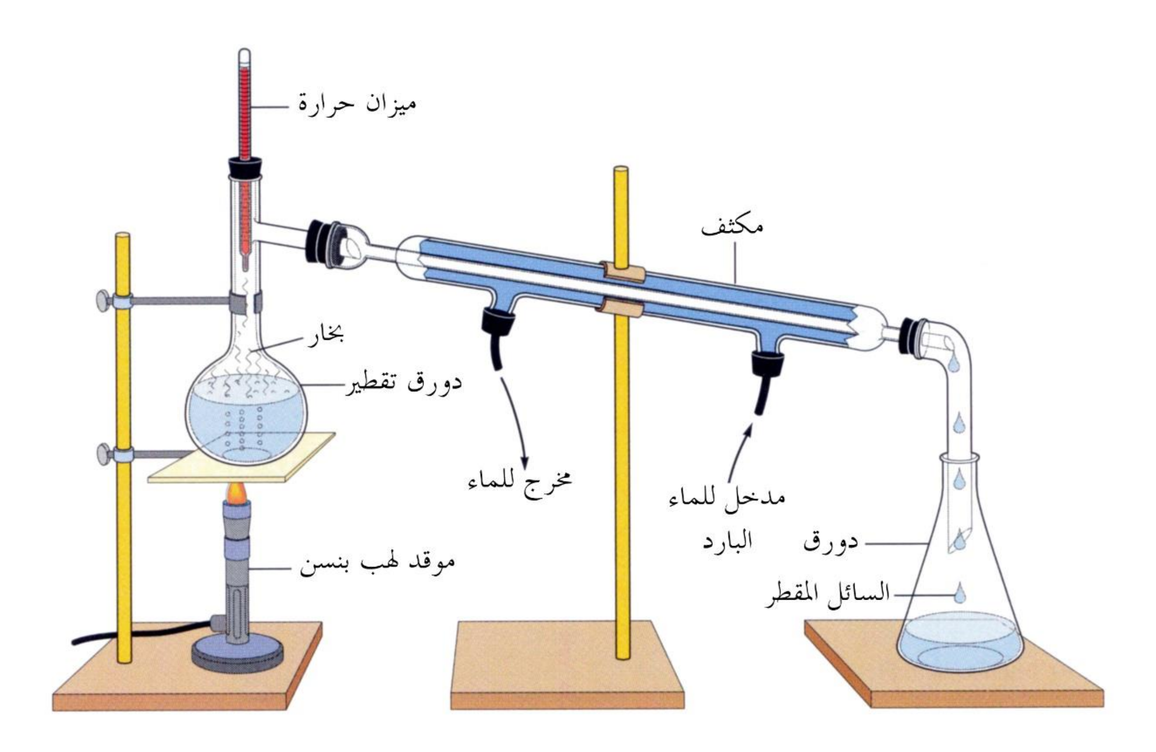
<u>تقطير محاليل السوائل تامة الامتزاج</u>

سبق أن ذكرنا أن السائل يغلي عندما يصبح ضغط بخاره مساويا للضغط الجوي وفي حالة محاليل السوائل تامة الامتزاج يغلي المحلول على درجة حرارة تقع بين درجتي غليان السائلين النقيين ، ويختلف تركيب البخار عن تركيب المحلول فتزداد نسبة بخار السائل الأكثر تطايرا ومن ثم فيصحب عملية التقطير تغير مستمر في تركيب كل من البخار والسائل كما تزداد تدريجياً درجة الغليان (إلا في بعض الحالات يكون فيها تركيب البخار مماثلا لتركيب المحلول وذلك عند تركيز معين بالنسبة للمحاليل غير المثالية).

فإذا غلى محلول سائل مثالي في ضغط ثابت حتى يتم تقطير جزء معين منه (ليكن الربع مثلا) فإن هذا الجزء بعد تكثيفه يحتوي على نسبة أعلي من السائل الأكثر تطايرا بينما يحتوي المحلول المتبقي على نسبة أعلى من السائل الأقل تطايرا ، فلو أخذ المقطر الأول وأعيد تقطير جزء منه فان نسبة السائل الأكثر تطايرا تزداد في المقطر الجديد. وبتكرار هذه العملية يمكن الحصول على السائل الأكثر تطايرا في حالة نقية وذلك بشرط أن يكون هناك فارق معقول بين درجتي غليان السائلين النقيين المكونين للمحلول.

ومن الناحية العملية تستعمل أعمدة التجزئة وهذه الأعمدة مختلفة الشكل وهي تعمل على تكثيف جزء من البخار المتصاعد (قبل تقطيره نهائيا) فيحتوى البخار المكثف على نسبة أعلى من السائل الأقل تطايرا وكلما طال عمود التجزئة كلما زادت نسبة بخار السائل الأكثر تطايرا.

ويتصل عمود التجزئة بمكثف عادي ينتهى إلى مستقبل يتجمع فيه السائل المقطر ومن ثم نعود التجزئة بقي عن تعدد عمليات التقطير.



جهاز تقطير محاليل تامة الإمتزاج

أما في حالة المحاليل غير المثالية مثل محلول حامض الهيدروكلوريك في الماء فإن ناتج التقطير يختلف باختلاف تركيز السائل المراد تقطيره فإذا بدانا بحامض مركز فإن البخار يحتوي نسبة أعلى من (HCL) ويقل تركيز الحامض في السائل حتى يصبح ٢٠.٢% فتثبت درجة غليان السائل على ١٠٨.٦ °م ويصبح تركيب البخار مماثلا لتركيب السائل – أما إذا قطر الحامض المخفف فيفقد الماء بنسبة أكبر حتى يصل إلى التركيز سالف الذكر – ومن ثم يمكن اعتبار حامض الهيدروكلوريك ٢٠.٢% ثابت التركيب .

وفي حالة الكحول والماء (وهو مثل الانحراف الموجب) فان ثابت الغليان لهذا المحلول يكون عند تركيز ٩٥.٥٧% كحول على درجة ٧٨,١٣ ْم وهنا يصبح تركيب البخار مماثلا التركيب السائل. أما إذا قل تركيز الكحول عن ذلك فان نسبته في البخار تزداد حتي تصلى إلى ذلك التركيز وتثبت.

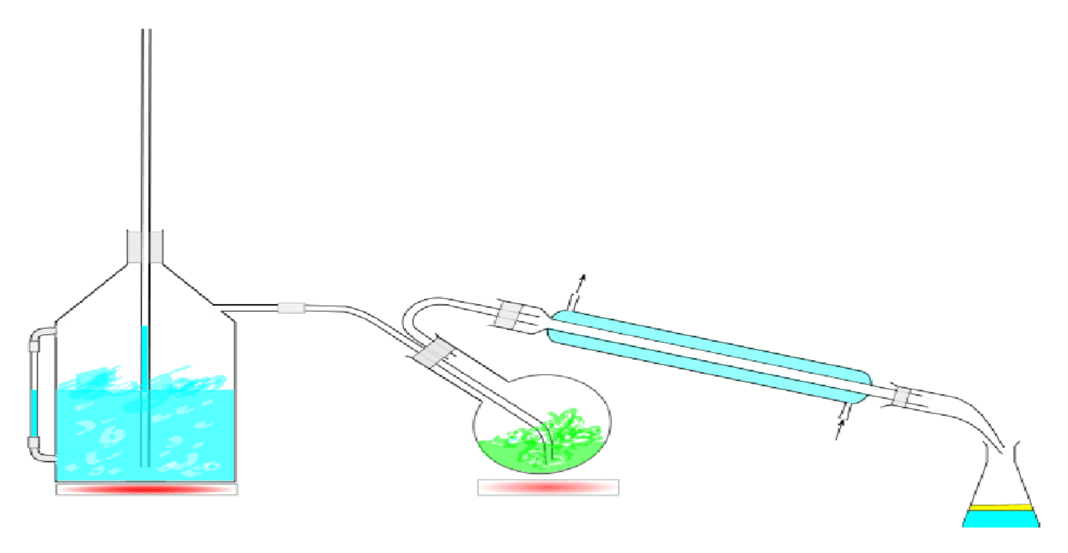
****

تقطير محاليل السوائل عديمة الامتزاج

في هذه المحاليل يكون لكل من السائلين ضغطه البخاري كما لو كان نقيا ويكون ضغط بخار المخلوط مساويا لمجموع ضغطي بخار السائلين النقيين . ومن ثم فعندما يصبح ضغط بخار المخلوط مساويا للضغط الجوي يغلي المحلول ، وبذلك تكون درجة غليان المخلوط أقل من درجة غليان كل من السائلين. ويتضح ذلك من المثال الآتي:-

يغلي الماء عند ضغط ٧٦٠ مليمتر زئبق على درجة ١٠٠ ْم ويغلى البرومويبنزين على ١٥٥ ْم ويغلي مزيج السائلين عندما يكون مجموع ضغطهما البخاري ٧٦٠ مليمتر زئبق ومن ثم فإن ضغط بخار الماء لابد أن يكون أقل من ٧٦٠ وكذلك البرومويبنزين. وعمليا يصبح ضغط بخار الماء عند درجة غليان المحلول ٦٣٥ مليمتر زئبق وبالتالي ضغط البرومويبنزين ١٢٥ مليمتر زئبق فقط ويغلي المزيج على درجة ٩٥ فقط.

وهذه الظاهرة كثيرا ما تستعمل عملياً وخاصة في تقطير المواد العضوية التي تتلف بالحرارة إذا قطرت على درجة غليانها العادية كما أنها كثيرة الاستعمال في الحصول على الزيوت العطرية من الزهور ... إلخ. وتسمى التقطير في بخار الماء حيث يكون منها بخار الماء مخاليط غير ممتزجة.



جهاز التقطير بالبخار (السوائل عديمة الامتزاج)